

**М. Н. ИВАНЦОВА
И. С. СЕЛЕЗНЕВА**

ОСНОВЫ СТРОЕНИЯ И СВОЙСТВА НЕОРГАНИЧЕСКИХ И ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ РАЗЛИЧНЫХ КЛАССОВ

Учебно-методическое пособие

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
УРАЛЬСКИЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ИМЕНИ ПЕРВОГО ПРЕЗИДЕНТА РОССИИ Б. Н. ЕЛЬЦИНА

М. Н. Иванцова, И. С. Селезнева

ОСНОВЫ СТРОЕНИЯ И СВОЙСТВА НЕОРГАНИЧЕСКИХ И ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ РАЗЛИЧНЫХ КЛАССОВ

Рекомендовано методическим советом УрФУ
в качестве учебно-методического пособия для студентов,
обучающихся по программе бакалавриата по направлению подготовки
034300 «Физическая культура»

Екатеринбург
Издательство Уральского университета
2014

УДК 546(07) + 547(07)
И23

Рецензенты:

кафедра технологии переработки пластмасс
Уральского государственного лесотехнического университета
(заведующий кафедрой доктор технических наук,
профессор В. Г. Бурындин);
Е. В. Щегольков, кандидат химических наук,
старший научный сотрудник
(Институт органического синтеза УрО РАН)
Научный редактор
кандидат химических наук, доцент М. И. Токарева

Иванцова, М. Н.

И23 Основы строения и свойства неорганических и органических соединений различных классов : [учеб.-метод. пособие] / М. Н. Иванцова, И. С. Селезнева ; [науч. ред. М. И. Токарева] ; М-во образования и науки Рос. Федерации, Урал. федер. ун-т. — Екатеринбург : Изд-во Урал. ун-та, 2014. — 104 с.

ISBN 978-5-7996-1265-8

Учебно-методическое пособие предназначено для студентов бакалавриата по направлению 034300.62 «Физическая культура» при прохождении ими лабораторного практикума по курсу «Естественно-научные основы физической культуры и спорта». Пособие включает в себя теоретические разделы по каждой теме лабораторного практикума и методики выполнения лабораторных работ по неорганической химии.

УДК 546(07) + 547(07)

ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие	6
-------------------	---

ОСНОВНЫЕ ПРИЕМЫ РАБОТЫ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ	7
--	----------

Правила работы и техника безопасности	7
Посуда, применяемая в лабораторном практикуме	10
Препаративные приемы работы	11

КЛАССИФИКАЦИЯ ВЕЩЕСТВ	12
------------------------------------	-----------

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 1 ИЗУЧЕНИЕ СВОЙСТВ КИСЛОТ	15
--	-----------

1. Теоретическая часть	15
1.1. Классификация кислот	17
1.2. Номенклатура кислот	18
1.3. Графические формулы кислот	20
1.4. Физические свойства кислот	21
1.5. Химические свойства кислот	21
1.6. Способы получения кислот	26
1.7. Области применения кислот	26
2. Экспериментальная часть	27
Опыт 1. Испытание раствора кислоты индикаторами	27
Опыт 2. Взаимодействие кислот с металлами	28
Опыт 3. Взаимодействие кислот с основными и амфотерными оксидами	28
Опыт 4. Взаимодействие кислот с основными и амфотерными гидроксидами	28
Опыт 5. Взаимодействие кислот с солями	29

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 2 ИЗУЧЕНИЕ СВОЙСТВ ОСНОВАНИЙ	30
---	-----------

1. Теоретическая часть	30
1.1. Классификация оснований	31
1.2. Графические формулы оснований	33

1.3. Номенклатура оснований	33
1.4. Химические свойства оснований	33
1.5. Амфотерные гидроксиды	35
1.6. Способы получения оснований	36
1.7. Области применения оснований	37
2. Экспериментальная часть	38
Опыт 1. Испытание раствора основания индикаторами	38
Опыт 2. Взаимодействие щелочей с металлами	38
Опыт 3. Взаимодействие щелочей с амфотерными оксидами	39
Опыт 4. Взаимодействие щелочей с амфотерными гидроксидами	39
Опыт 5. Взаимодействие щелочей с солями	39
Опыт 6. Взаимодействие щелочей с кислотами	40
Опыт 7. Термическое разложение нерастворимых в воде оснований	40

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 3

ИЗУЧЕНИЕ СВОЙСТВ СРЕДНИХ СОЛЕЙ	41
1. Теоретическая часть	41
1.1. Классификация солей	43
1.2. Номенклатура солей	46
1.3. Графические формулы солей	48
1.4. Физические свойства солей	50
1.5. Химические свойства солей	50
1.6. Способы получения солей	51
1.7. Применение солей	53
1.8. Генетическая взаимосвязь между основными классами неорганических соединений	55
2. Экспериментальная часть	55
Опыт 1. Взаимодействие средних солей с металлами	55
Опыт 2. Взаимодействие средних солей с кислотами	56
Опыт 3. Взаимодействие средних солей с основаниями	56
Опыт 4. Взаимодействие средних солей с солями	56
Опыт 5. Испытание растворов солей индикатором	57

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 4

ОБЩИЕ ЗАКОНОМЕРНОСТИ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ	58
1. Теоретическая часть	58
1.1. Химическая кинетика	58
1.2. Влияние различных факторов на скорость химической реакции	62
1.3. Химическое равновесие	69
1.4. Смещение химического равновесия	72

2. Экспериментальная часть	76
Опыт 1. Влияние концентрации реагирующих веществ на состояние химического равновесия.....	76
Опыт 2. Влияние температуры на состояние химического равновесия	77
Опыт 3. Влияние температуры на скорость химической реакции	77
Опыт 4. Влияние концентрации на скорость химической реакции	78
Опыт 5. Влияние природы реагента на скорость химической реакции	78
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 5	
ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ	79
1. Теоретическая часть	79
2. Экспериментальная часть	89
Опыт 1. Соединения серы (IV) в окислительно-восстановительных реакциях.....	89
Опыт 2. Изменение окислительно-восстановительных свойств атомов элементов с изменением степени их окисления (на примере соединений серы)	89
Список рекомендуемой литературы	91
Основные термины и определения.....	92

ПРЕДИСЛОВИЕ

Учебно-методическое пособие «Основы строения и свойства неорганических и органических соединений различных классов» предназначено студентам бакалавриата по направлению подготовки 034300.62 «Физическая культура» для прохождения ими лабораторного практикума в рамках дисциплины «Естественно-научные основы физической культуры и спорта».

Эта дисциплина относится к математическому и общему естественно-научному циклу, изучается на базе предметов «Общая и неорганическая химия», «Органическая химия» и «Биология» в объеме школьной программы. Курс является общеобразовательным и изучается в первом семестре. При этом необходимо помнить, что данный курс не имеет целью повторение школьной образовательной программы, а предполагает концептуальное изложение основных идей, принципов, законов современного естествознания, имеющих мировоззренческое значение для современной культуры. Дисциплина призвана расширить представление студентов в области химии и биологии, научить их работать с литературой и применять теоретические знания к полученным практическим результатам.

В настоящее учебно-методическое пособие включены теоретические разделы по каждой теме лабораторного практикума, приведены методики выполнения лабораторных работ по свойствам основных классов неорганических соединений. Кроме того, в каждом разделе содержатся вопросы, которые могут быть использованы как студентами для проверки своих знаний в ходе самостоятельной подготовки к лабораторному практикуму, так и преподавателем при проведении практических занятий и текущего контроля уровня знаний студентов.

ОСНОВНЫЕ ПРИЕМЫ РАБОТЫ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

Правила работы и техника безопасности

При проведении лабораторных работ по неорганической химии необходимо соблюдать общие правила работы в химических лабораториях и правила техники безопасности.

В лабораторных работах используются едкие и агрессивные вещества. Поэтому работа в химической лаборатории безопасна только при строгом соблюдении всех правил и требований техники безопасности.

При выполнении работ необходимо соблюдать следующие правила безопасности:

1. Содержать свое рабочее место в порядке и чистоте.
2. Приступать к выполнению опыта только тогда, когда поставлены цель и задачи опыта, когда продуманы все этапы выполнения опыта.
3. Опыты должны выполняться точно, аккуратно и без спешки.
4. Необходимо соблюдать все требования, которые указаны в методиках проведения лабораторных работ.
5. После использования реактива его необходимо сразу убрать на свое место, чтобы не создавать беспорядка на рабочем месте и не перепутать реактивы при проведении соответствующих опытов.
6. В лаборатории необходимо соблюдать тишину, нельзя заниматься посторонними делами, а также запрещается принимать пищу и напитки.
7. После окончания работы обязательно вымыть руки под проточной водой.

Среди химических реагентов имеются вредные вещества, оказывающие токсическое воздействие на организм человека (свинец, мышьяк, аммиак, сурьма, оксид углерода (II), ртуть и их соединения, галогены, сероводород, оксиды азота и др.), и различные агрессивные вещества, вызывающие ожоги кожи (кислоты и щелочи).

При работе с вредными и агрессивными веществами необходимо соблюдать следующие правила по технике безопасности:

1. Все опыты с вредными и пахнущими веществами, а также нагревание и выпаривание соответствующих растворов производить только в вытяжном шкафу.

2. Никогда не наклоняться над сосудом с кипящей жидкостью. Нагреваемую пробирку держать отверстием от себя, а не к себе или к соседу, так как может произойти выброс жидкости. Необходимо подогревать все содержимое пробирки, а не только снизу.

3. Определять запах газообразного вещества следует, направляя пары к себе движением руки, а не вдыхать их полной грудью непосредственно из пробирки.

4. Работы со щелочами и кислотами проводить таким образом, чтобы реактивы не попадали на руки, лицо и одежду. Наливая раствор в пробирку, надо держать ее на некотором расстоянии от себя.

5. При обращении с неизвестными веществами необходимо проявлять повышенную бдительность и осторожность. Нельзя пробовать вещество на вкус!

6. Все разбитое, просыпанное и пролитое необходимо немедленно убрать на столах в лаборатории. Облитое место нужно обработать соответствующим реагентом.

7. Никогда не использовать для проведения опытов вещества из емкостей с неразборчивыми надписями или без этикеток.

8. В химической лаборатории всегда имеется аптечка. Необходимо уметь оказывать первую помощь пострадавшим, когда это потребуется (табл. 1).

9. При приготовлении растворов серной кислоты нужно наливать кислоту в воду, а не наоборот, так как возможно разбрызгивание концентрированной кислоты вследствие сильного

разогревания. При этом необходимо пользоваться фарфоровой посудой или тонкостенной склянкой.

Таблица 1

Первая помощь при происшествии в лаборатории

Происшествие	Первая помощь
<i>Ожоги</i>	
Ожоги огнем, паром, горячими предметами: I степени (краснота)	Наложить вату, смоченную этиловым спиртом. Повторить смачивание
II степени (пузыри)	То же. Обрабатывать 5 %-ным раствором KMnO_4 или 5 %-ным раствором танина
III степени (разрушение тканей)	Покрывать рану стерильной повязкой и вызвать врача
Ожоги кислотами, хлором или бромом	Промыть ожог большим количеством воды, затем 5 %-ным раствором NaHCO_3
Ожоги щелочами	Промыть обильно водой
Ожоги глаз	При ожоге кислотами промыть 3 %-ным раствором Na_2CO_3 . При ожоге щелочами применять 2 %-ный раствор борной кислоты
<i>Отравления</i>	
Попадание едких веществ в рот и пищеварительные органы	При попадании кислот пить кашицу из оксида магния. При попадании щелочей пить раствор лимонной кислоты или очень разбавленной уксусной кислоты
Отравление твердыми или жидкими веществами	Вызвать рвоту, выпив 1 %-ный раствор CuSO_4 — сульфата меди (II)
Отравление газами	Пострадавшего немедленно вывести на свежий воздух

10. Никакие органические или неорганические вещества нельзя выносить из лаборатории.

11. Ртуть, которая была пролита при поломке приборов и термометров, должна быть тщательно собрана, так как является сильнейшим ядом. Ее собирают с помощью амальгмированных пластинок из меди и помещают в специальную емкость.

12. При порезах стеклом рану необходимо сразу продезинфицировать спиртом или раствором перманганата калия, смазать йодом и перевязать бинтом.

13. После оказания первой помощи пострадавшего следует направить к врачу.

14. В целях противопожарной безопасности химическая лаборатория снабжена асбестовыми одеялами, ящиками с песком и огнетушителями. Необходимо знать, где находятся противопожарные средства и порядок срочной эвакуации из лаборатории при взрыве или пожаре.

15. При возникновении вопросов или нестандартной ситуации на лабораторном занятии необходимо сразу обратиться к преподавателю или лаборанту.

При выполнении лабораторной работы каждый студент составляет отчет по работе, в котором должно быть отражено:

- 1) название работы и дата ее выполнения;
- 2) общая цель работы и для каждого отдельного опыта;
- 3) схема лабораторной установки и ее описание;
- 4) ход работы;
- 5) таблица с результатами экспериментальных данных;
- 6) выводы по каждому опыту и в общем по работе.

Посуда, применяемая в лабораторном практикуме

Для проведения различных химических опытов применяется особая посуда из тонкостенного или толстостенного стекла. Посуда из тонкостенного стекла является достаточно стойкой к колебаниям температуры, поэтому в ней обычно проводятся химические опыты, требующие нагревания. Химическую посуду из толстостенного стекла нагревать нельзя.

Наиболее часто в практикуме применяется стеклянная посуда, изображенная на рис. 1.

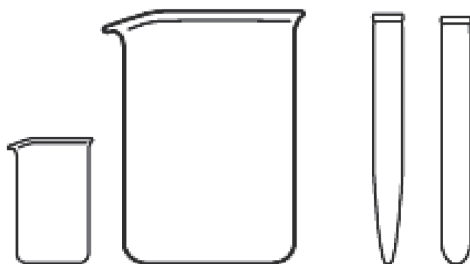


Рис. 1. Химическая посуда:

а — стаканы; *б* — пробирки

Мытье посуды. Химическая посуда после проведения опыта должна быть тщательно вымыта. Ее промывают водопроводной водой, используя моющие средства и специальную щетку-ерш.

Препаративные приемы работы

Определение рН раствора. Для определения значения рН используемого раствора соединения необходимо при помощи пипетки или стеклянной палочки нанести каплю раствора на полоску универсальной индикаторной бумаги (при этом индикаторную бумагу в растворы не опускать!), после чего сразу сравнить цвет получившегося пятна с эталонами на обложке набора индикаторной бумаги.

Перемешивание небольших количеств веществ в течение короткого времени удобно проводить вручную осторожным встряхиванием или с помощью стеклянной палочки.

Нагревание растворов или твердых веществ проводят обычно в пробирке или стакане. Для этих целей используются спиртовки, электроплитки или водяные бани.

При нагревании пробирок с небольшим количеством вещества ее необходимо закрепить в пробиркодержателе (отверстие пробирки должно быть направлено от себя). Осторожно, небольшим пламенем спиртовки сначала прогревают всю пробирку, затем нагревают до кипения все содержимое пробирки.

КЛАССИФИКАЦИЯ ВЕЩЕСТВ

Классификация веществ предусматривает объединение многочисленных и разнообразных соединений (в настоящее время известно порядка 10 млн соединений) в определенные классы или группы, которые обладают сходными свойствами и признаками.

Учебные химические издания и научная литература используют международную номенклатуру, разработанную Международным союзом теоретической и практической химии (ИЮПАК). В технической литературе и лабораторной практике часто применяют тривиальные названия, например, едкий натр, сода, соляная кислота, медный купорос, олеум.

Все вещества, встречающиеся в природе, можно подразделить на индивидуальные химические вещества, которые состоят из частиц одного вида, и смеси веществ, состоящие из разных частиц.

Чистые химические вещества, в свою очередь, подразделяются на простые и сложные вещества. В настоящее время известно около 500 простых веществ с учетом всех аллотропных модификаций элементов. Кроме того, простые вещества можно подразделить на металлы и неметаллы (рис. 2).

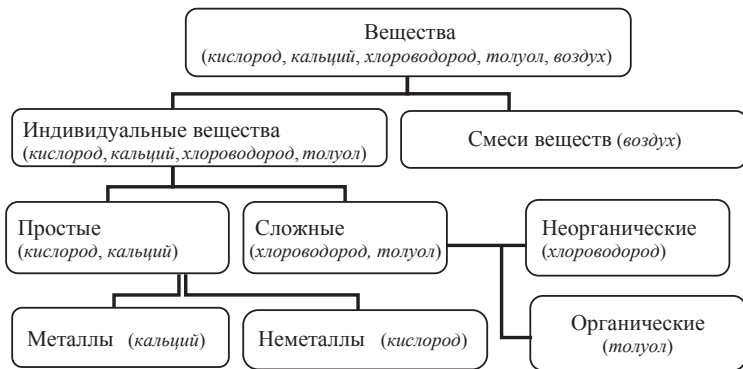


Рис. 2. Схема классификации химических веществ

К неметаллам относятся простые вещества, образованные следующими химическими элементами:

элементы

благородные газы

галогены

халькогены

формулы неметаллов

He, Ne, Ar, Kr, Xe, Ra;

F₂, Cl₂, Br₂, I₂, At;

O₂, S, Se, Te, кроме Po,

а также:

азот, фосфор, мышьяк,

N₂, P, As

углерод, кремний, бор, водород

C, Si, B, H₂

Остальные элементы относятся к металлам.

Сложные вещества подразделяются, в свою очередь, на органические и неорганические.

Органическими соединениями являются те соединения, в состав которых входит элемент углерод.

Соединения углерода, а именно его оксиды, угольная кислота и ее соли, относят к классу неорганических соединений, так как по составу и свойствам они очень близки к ним.

Согласно другому определению органические соединения — это углеводороды и их разнообразные производные.

Сложные неорганические вещества подразделяются на следующие основные классы соединений: оксиды, основания (щелочи, амфотерные гидроксиды), кислоты и соли (рис. 3).

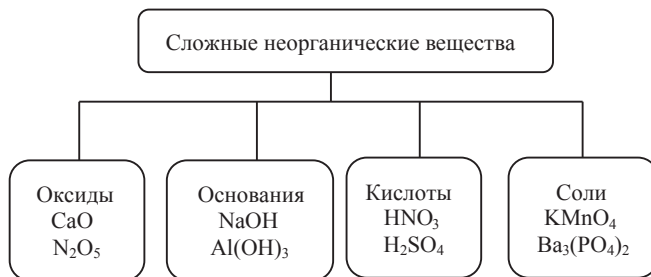


Рис. 3. Схема классификации неорганических веществ

Однако основания и кислородсодержащие кислоты можно рассматривать как один класс — гидроксиды.

Ряд сложных неорганических соединений рассматривается как неосновные классы неорганических соединений.

При подготовке к лабораторным работам студентам следует пользоваться табличными материалами, помещенными на цветных вкладках.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 1

ИЗУЧЕНИЕ СВОЙСТВ КИСЛОТ

Перед выполнением лабораторной работы необходимо повторить теоретический материал по химическим свойствам кислот, правила составления ионных уравнений для реакций обмена и электронного баланса для окислительно-восстановительных процессов.

1. Теоретическая часть

Все кислоты, независимо от их происхождения, объединяет одно общее свойство — они содержат реакционноспособные атомы водорода. В связи с этим обстоятельством кислотам дают следующее определение.

Кислота — это сложное вещество, в молекуле которого имеется один или несколько атомов водорода и кислотный остаток.

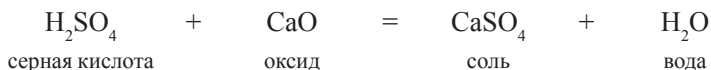
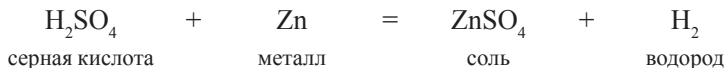
Согласно Аррениусу кислотами называются сложные вещества, распадающиеся в водном растворе (или в расплаве) на положительно заряженные ионы водорода и отрицательно заряженные ионы кислотного остатка.

Например:

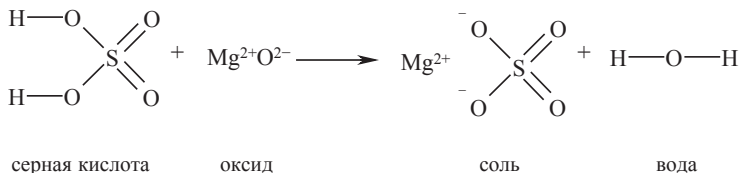
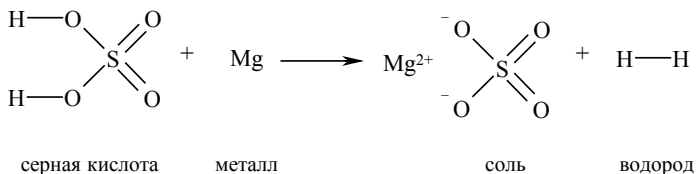
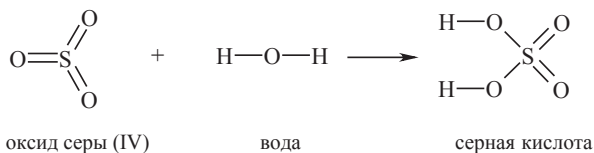


Свойства кислот определяются тем, что они способны заменять в своих молекулах атомы водорода на атомы металлов.

Например:



Рассмотрим на примере серной кислоты ее образование из кислотного оксида SO_3 , а затем реакцию серной кислоты с магнием. Напишем соединения в виде структурных формул, так как нам известны валентности всех элементов, участвующих в реакции:



Эти примеры позволяют найти связь между кислотным оксидом SO_3 , кислотой H_2SO_4 и ее солью MgSO_4 . Одно происходит из другого, причем атом серы и атомы кислорода переходят из соединения одного класса (кислотный оксид) в соединения других классов (кислота, соль).

1.1. Классификация кислот

1. По наличию в составе молекулы кислоты кислорода все кислоты делятся на кислородсодержащие и бескислородные (табл. 2).

Таблица 2

Классификация кислот по наличию кислорода

Кислородсодержащие кислоты	Бескислородные кислоты
H_2SO_4 — серная H_2SO_3 — сернистая HNO_3 — азотная H_3PO_4 — фосфорная H_2CO_3 — угольная H_2SiO_3 — кремниевая	HF — фтороводородная (плавиковая) HCl — хлороводородная (соляная) HBr — бромоводородная HI — иодоводородная H_2S — сероводородная

Бескислородные кислоты (как следует из названия) не содержат в своем составе кислорода.

Кислородсодержащие кислоты представляют собой гидраты кислотных оксидов (так называемых ангидридов кислот).

Некоторые кислотные оксиды с водой непосредственно не взаимодействуют, однако соответствующие им гидраты, полученные другим способом, представляют собой кислородсодержащие кислоты.

Например:



Данная реакция не идет, но оксиду кремния (IV) в качестве гидрата соответствует кремниевая кислота H_2SiO_3 , которую можно получить косвенным путем.

2. По основности все кислоты делятся на одноосновные (с одним атомом водорода), двухосновные (с двумя атомами H) и трехосновные (с тремя атомами H), как показано в табл. 3.

Основность кислот определяется количеством атомов водорода в молекуле кислоты, которые могут замещаться на атомы металлов с образованием соответствующей соли.

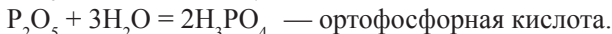
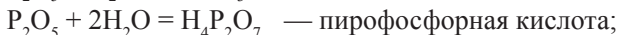
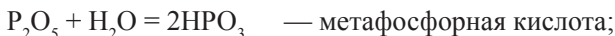
Таблица 3

**Классификация кислот по основности
(числу атомов водорода)**

Одноосновные кислоты	Двухосновные кислоты	Трехосновные кислоты
HNO_3 — азотная HF — фтороводородная HCl — хлороводородная HBr — бромоводородная HI — иодоводородная	H_2SO_4 — серная H_2SO_3 — сернистая H_2S — сероводородная H_2CO_3 — угольная H_2SiO_3 — кремниевая	H_3PO_4 — фосфорная

3. В зависимости от количества молекул воды, которые присоединяются одной молекулой кислотного оксида (ангидрида), кислородсодержащие кислоты можно подразделить на *мета-*, *пиро-* и *орто*формы.

Например:



Если кислота имеет две формы, то тогда менее богатая водой форма будет метаформой кислоты, а более богатая водой форма — ортоформой кислоты.

Например:



1.2. Номенклатура кислот

Водные растворы галогеноводородов, а также водородных соединений серы, селена, теллура и некоторые другие рассматривают как бескислородные кислоты.

Названия бескислородных кислот образуются от названия неметалла с прибавлением слова *водородная*:

Например:

HF — фтороводородная кислота;

HCl — хлороводородная кислота;

HBr — бромоводородная кислота;

HI — иодоводородная кислота;

HCN — циановодородная кислота.

Традиционные названия кислородсодержащих кислот образуются в зависимости от названия элемента, образующего кислоту (кислотообразующего элемента), с учетом степени его окисления. Если кислотообразующий элемент имеет высшую (совпадающую с номером группы в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева), то название кислоты складывается из названия элемента с добавлением суффиксов *-н-*, *-ов-* или *-ев-*.

Например:

$\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$ — серная кислота;

$\text{HMn}^{+7}\text{O}_4$ — марганцовая кислота;

$\text{H}_2\text{Ge}^{+4}\text{O}_3$ — германиевая кислота.

Традиционные названия кислородсодержащих кислот представлены в табл. 4.

Таблица 4

**Традиционные названия некоторых
кислородсодержащих кислот**

Формула	Название
H_3AsO_4	Ортомышьяковая кислота
H_3AsO_3	Ортомышьяковистая кислота
HAsO_3	Метамышьяковая кислота
H_3BO_3	Ортоборная кислота
HBO_2	Метаборная кислота

Окончание табл. 4

Формула	Название
HBrO_4	Бромная кислота
HBrO_3	Бромноватая кислота
HBrO	Бромноватистая кислота
H_2CO_3	Угольная кислота
HClO_4	Хлорная кислота
HClO_3	Хлорноватая кислота
HClO_2	Хлористая кислота
HClO	Хлорноватистая кислота
HMnO_4	Марганцовая кислота
H_2MnO_4	Марганцовистая кислота
HNO_3	Азотная кислота
HNO_2	Азотистая кислота
H_3PO_4	Фосфорная кислота
H_3PO_3	Ортофосфористая кислота
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	Дифосфорная (пирофосфорная) кислота
H_2SO_4	Серная кислота
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$	Дисерная кислота
H_2SO_3	Сернистая кислота
H_2SiO_3	Кремниевая кислота
H_2CrO_4	Хромовая кислота
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Двуххромовая кислота
CH_3COOH	Уксусная кислота

1.3. Графические формулы кислот

В бескислородных кислотах атомы водорода непосредственно связаны с атомом неметалла.

Например:



В кислородсодержащих кислотах атомы водорода, определяющие основность кислоты, связаны с атомом кислотообразующего элемента всегда через атом кислорода. Атомы кислорода, не связанные с водородом, соединены с атомом кислотообразующего элемента кратными связями или же образуют кислородные мостики.

1.4. Физические свойства кислот

Большинство кислот представляют собой жидкости (HCl , HNO_3 и др.) или твердые вещества (H_3PO_4 , H_2SiO_3 , H_3BO_3). Растворимые в воде кислоты придают раствору кислый вкус (за счет свободных ионов водорода), разъедают растительные и животные ткани, окрашивают индикаторы.

1.5. Химические свойства кислот

1. Электролитическая диссоциация. Действие растворов кислот на индикаторы. Практически все кислоты (кроме кремниевой) хорошо растворимы в воде (рис. 4).

Растворы кислот в воде изменяют окраску индикаторов. По окраске индикаторов определяют присутствие в растворе кислоты. Индикатор *лакмус синий* окрашивается растворами кислот в красный цвет, индикатор *метиловый оранжевый* — в красный цвет, а индикатор *фенолфталеин* не изменяет окраску (в отличие, например, от оснований).

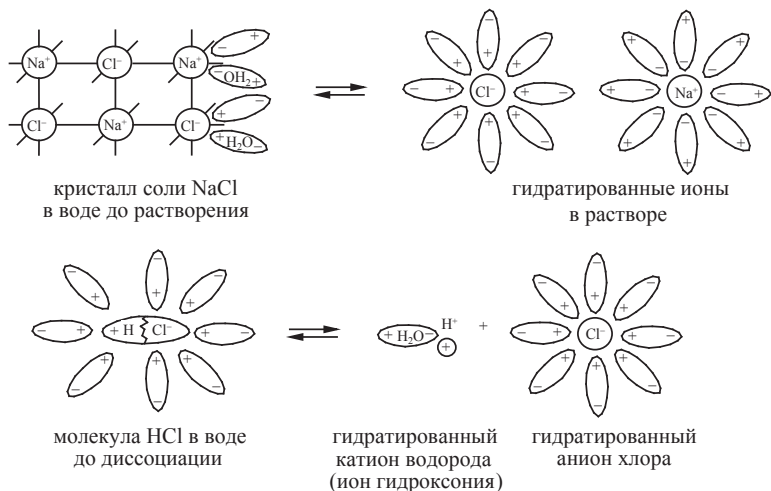
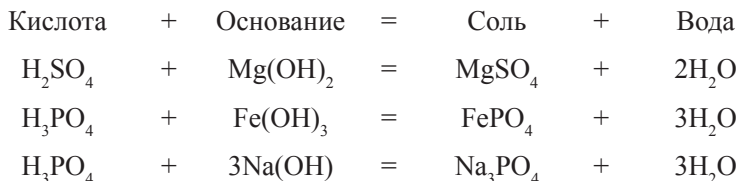


Рис. 4. Электролитическая диссоциация

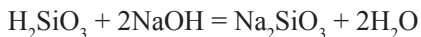
2. Взаимодействие кислот с основаниями (с основными и амфотерными гидроксидами). Эта реакция называется реакцией нейтрализации. Кислоты реагируют с основанием с образованием соли, в которой всегда обнаруживается кислотный остаток в неизменном виде. Вторым продуктом реакции нейтрализации обязательно является вода.

Например:

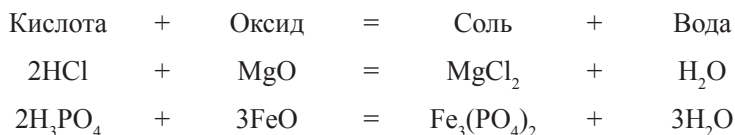


Для проведения реакций нейтрализации достаточно, чтобы хотя бы одно из реагирующих веществ было растворимо в воде. Поскольку практически все кислоты растворимы в воде, они вступают в реакции нейтрализации не только с растворимыми,

но и с нерастворимыми основаниями. Единственным исключением является кремниевая кислота, которая плохо растворима в воде и поэтому может реагировать только с растворимыми основаниями (щелочами) — такими как NaOH и KOH:



3. Взаимодействие кислот с основными и амфотерными оксидами. С основными оксидами кислоты также вступают в реакции нейтрализации:

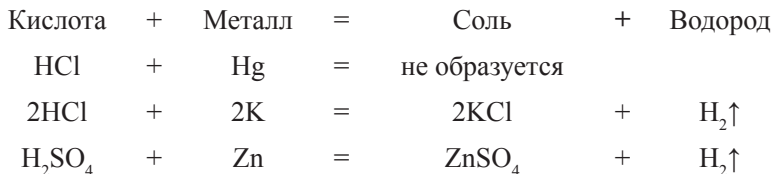


Кислоты с основными оксидами образуют соль и воду, так же как и в случае реакций с основаниями. Соль содержит кислотный остаток соответствующей кислоты, которая участвовала в реакции нейтрализации.

Например, в промышленности фосфорную кислоту можно использовать для очистки железа от ржавчины (оксидов железа). Фосфорная кислота убирает с поверхности металла его оксид, однако с самим железом реагирует очень медленно. Оксид железа превращается в растворимую соль FePO_4 , которую потом смывают водой вместе с остатками кислоты.

4. Взаимодействие кислот с металлами. При взаимодействии кислот с металлом нужно соблюдать определенные условия (в отличие от реакций кислот с основаниями и основными оксидами, которые идут практически всегда).

Во-первых, металл должен быть достаточно реакционноспособным (активным) по отношению к кислотам. Например, серебро, золото, ртуть и некоторые другие металлы с кислотами не реагируют. Такие металлы, как натрий, калий, цинк, кальций — напротив, реагируют очень активно с выделением большого количества тепла и газообразного водорода.



Все металлы по реакционной способности в отношении кислот располагаются в ряд активности металлов (табл. 5). Слева находятся наиболее активные металлы, справа — неактивные. Чем левее находится металл в ряду активности, тем интенсивнее он взаимодействует с кислотами.

Таблица 5

Ряд активности металлов

Металлы, которые вытесняют водород из кислот	Металлы, которые не вытесняют водород из кислот
K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Ni, Sn, Pb (H) ← самые активные металлы	Cu, Hg, Ag, Pt, Au самые неактивные металлы →

Во-вторых, кислота должна быть достаточно сильной, чтобы реагировать даже с металлом из левой части табл. 5. Под силой кислоты понимают ее способность отдавать ионы водорода (H⁺).

Например, органические кислоты растений (яблочная, лимонная и щавелевая) являются слабыми кислотами и очень медленно реагируют с такими металлами, как хром, цинк, железо, олово, никель, свинец (хотя с оксидами и основаниями металлов они могут достаточно легко реагировать).

С другой стороны, такие сильные кислоты, как серная или соляная, способны реагировать со всеми металлами из левой части табл. 5.

Поэтому существует еще одна классификация кислот — по их силе. В табл. 6 в каждой из колонок сила кислот уменьшается сверху вниз.

Таблица 6

Классификация кислот на сильные и слабые

Сильные кислоты	pK_a	Слабые кислоты	pK_a
HI — иодоводородная	-11	HF — фтороводородная	3,18
HBr — бромоводородная	-9	H ₃ PO ₄ — фосфорная	6,2
HCl — хлороводородная	-7	H ₂ SO ₃ — сернистая	7,2
H ₂ SO ₄ — серная	-3	H ₂ S — сероводородная	7,2
HNO ₃ — азотная	-1,64	H ₂ CO ₃ — угольная	10,33
		H ₂ SiO ₃ — кремниевая	12

При проведении реакций металлов с кислотами-окислителями, такими как H₂SO₄ (концентрированный раствор) или HNO₃ (раствор любой концентрации), выделение водорода практически не наблюдается.

Например:

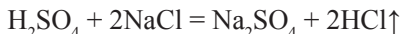
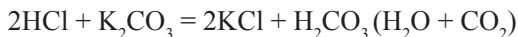


Есть металлы, которые реагируют с разбавленными кислотами, но не реагируют с концентрированными кислотами — серной и азотной.

Такие металлы, как алюминий, железо, хром, никель и некоторые другие, при контакте с концентрированными кислотами сразу же покрываются продуктами окисления.

5. Кислоты могут взаимодействовать с **солями более слабых или более летучих кислот**, образуя новую соль и новую кислоту.

Например:

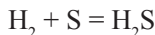
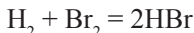


В первой реакции сильная соляная кислота (HCl) вытесняет более слабую угольную кислоту (H₂CO₃), а во второй реакции сильная серная кислота (H₂SO₄) вытесняет тоже сильную, но более летучую хлороводородную кислоту.

1.6. Способы получения кислот

1. Бескислородные кислоты можно получить непосредственным синтезом из соответствующих элементов с последующим растворением полученного соединения в воде.

Например:



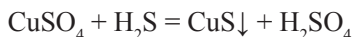
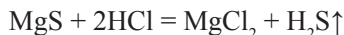
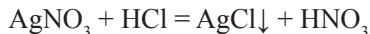
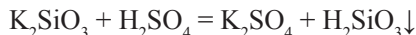
2. Кислородсодержащие кислоты можно получить взаимодействием кислотных оксидов с водой.

Например:



3. Как бескислородные, так и кислородсодержащие кислоты можно получить с помощью реакции обмена между солями и кислотами.

Например:



1.7. Области применения кислот

Азотная кислота (HNO_3) широко используется для производства красителей, лаков, удобрений, лекарственных и взрывчатых веществ, пластмасс, а также химических волокон.

Серная кислота (H_2SO_4) расходуется в больших количествах для производства красителей, минеральных удобрений, химических волокон, лекарственных веществ и пластмасс.

Фосфорная кислота (H_3PO_4) применяется для защиты от коррозии трубопроводов, прокачивающих морскую воду, входит

в состав композиций для преобразования ржавчины перед покраской, используется в составах для обезжиривания металлических поверхностей перед нанесением защитных покрытий.

Соляная кислота (HCl) широко используется в составах травильных растворов для удаления ржавчины и отложений в трубопроводах и скважинах, а также как отвердитель фенолформальдегидных смол.

2. Экспериментальная часть

Опыт 1. Испытание раствора кислоты индикаторами

При диссоциации кислот образуются ионы H^+ , обуславливающие кислую реакцию среды и изменение окраски индикаторов. Составьте уравнения диссоциации серной и соляной кислоты и запишите их в отчет.

Ход работы

Нанесите стеклянной палочкой по одной капле растворов серной и соляной кислоты на полоски индикаторов — универсальный, синий лакмус, наблюдайте за окраской индикатора. Приготовьте для опытов 4 пробирки. В две пробирки налейте по 0,5 мл разбавленной серной кислоты, а в другие две — такое же количество соляной кислоты. В каждую из двух пробирок с соляной и серной кислотами добавьте несколько капель раствора метилового оранжевого, наблюдайте за изменением окраски растворов. В оставшиеся две пробирки с соляной и серной кислотами добавьте несколько капель раствора фенолфталеина, также наблюдайте за изменением окраски растворов. Результаты наблюдений запишите в отчет в виде таблицы:

№ п/п	Кислота	Окраска индикаторов			
		лакмус синий	метилоранж	универсальный	фенолфталеин
1	Серная			pH =	
2	Соляная				

Опыт 2. Взаимодействие кислот с металлами

Напишите уравнения реакций взаимодействия разбавленной серной кислоты с цинком и концентрированной азотной кислоты с медью, составьте электронный баланс.

Ход работы

В одну пробирку поместите 1 гранулу цинка и добавьте 1–2 мл разбавленной серной кислоты. В другую пробирку внесите 1 микрошпатель порошка меди и прилейте 1–2 мл концентрированной азотной кислоты. Опыт необходимо проводить в вытяжном шкафу! Какие изменения происходят в каждой из пробирок? Наблюдения запишите в отчет.

Опыт 3. Взаимодействие кислот с основными и амфотерными оксидами

Составьте уравнения реакций оксида меди (II) и оксида цинка с серной кислотой в молекулярной и ионной форме.

Ход работы

В одну пробирку внесите 1 микрошпатель оксида меди (II), а в другую — столько же оксида цинка. В каждую из пробирок добавьте серной кислоты до растворения кристаллов. Запишите свои наблюдения в отчет.

Опыт 4. Взаимодействие кислот с основными и амфотерными гидроксидами

Напишите уравнения реакции соляной кислоты с гидроксидом натрия и гидроксидом железа (III) в молекулярной и ионной форме.

Ход работы

В пробирку налейте 1 мл раствора гидроксида натрия и добавьте 1–2 капли фенолфталеина. Затем по каплям приливайте раствор соляной кислоты, наблюдая за изменением окраски индикатора.

Для получения гидроксида железа (III) в пробирку налейте 1 мл раствора хлорида железа (III) и добавьте к нему раствор гидроксида аммония до появления осадка гидроксида железа (III). В отчете укажите цвет осадка и составьте соответствующее уравнение реакции в молекулярной и ионной форме. Затем к полученному осадку приливайте по каплям соляную кислоту до растворения осадка.

Опыт 5. Взаимодействие кислот с солями

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме: соляной кислоты с карбонатом натрия и серной кислоты с хлоридом бария.

Ход работы

В одну пробирку налейте 1 мл раствора карбоната натрия и столько же соляной кислоты. Наблюдайте за выделением газа. В другую пробирку налейте 1 мл раствора хлорида бария и столько же серной кислоты до появления осадка. Цвет осадка укажите в отчете.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 2

ИЗУЧЕНИЕ СВОЙСТВ ОСНОВАНИЙ

Перед выполнением лабораторной работы необходимо повторить теоретический материал по химическим свойствам оснований, правила составления ионных уравнений для реакций обмена и электронного баланса для окислительно-восстановительных процессов.

1. Теоретическая часть

Согласно теории Аррениуса основаниями называются химические вещества, распадающиеся (диссоциирующие) в водном растворе (или в расплаве) на положительно заряженные ионы металла и отрицательно заряженные гидроксид-ионы.



Существует большое количество оснований, которые состоят из атома металла и присоединенных к нему гидроксильных групп.

Например:

NaOH — гидроксид натрия;

KOH — гидроксид калия;

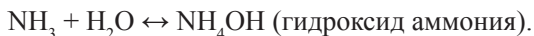
Ca(OH)₂ — гидроксид кальция;

Fe(OH)₃ — гидроксид железа (III);

Ba(OH)₂ — гидроксид бария.

Существует также основание, в котором OH-группа связана не с металлом, а с ионом NH₄⁺ (катионом аммония). Это основание называется гидроксид аммония и имеет формулу NH₄OH.

Гидроксид аммония образуется в реакции присоединения воды к аммиаку, когда аммиак растворяют в воде:



1.1. Классификация оснований

По растворимости в воде основания делятся на две группы: растворимые и нерастворимые в воде основания (рис. 5). Растворимые в воде основания называются щелочами.

Щелочи являются сильными основаниями.



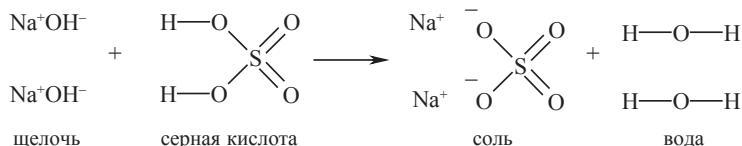
Рис. 5. Схема классификации оснований

Растворы щелочей «мыльные» на ощупь и довольно едкие. Они разъедают кожу, бумагу, ткани, очень опасны (как и кислоты) при попадании в глаза.

Лишь небольшую часть всех оснований называют щелочами. Это, например, KOH — гидроксид калия (едкое кали), NaOH — гидроксид натрия (едкий натр), LiOH — гидроксид лития, Ca(OH)₂ — гидроксид кальция (его раствор в воде называется известковой водой, а суспензия в воде — известковым молоком), Ba(OH)₂ — гидроксид бария. Большинство остальных оснований в воде нерастворимы и, соответственно, щелочами их не называют.

Рассмотрим реакцию нейтрализации между щелочью и кислотой:





На этой схеме показано различие между кислотами и основаниями: кислоты склонны отщеплять атомы водорода, а основания — гидроксильные группы. В реакцию нейтрализации с кислотами вступают любые основания, а не только щелочи.

Основания имеют разную способность отщеплять гидроксильные группы, поэтому их также подразделяют на **сильные** и **слабые** основания (табл. 7). В отличие от слабых оснований сильные основания в водных растворах склонны легко отдавать OH-группы, а слабые — нет.

Таблица 7

Классификация оснований по силе

Сильные основания	Слабые основания
NaOH — гидроксид натрия KOH — гидроксид калия LiOH — гидроксид лития Ba(OH) ₂ — гидроксид бария Ca(OH) ₂ — гидроксид кальция	Mg(OH) ₂ — гидроксид магния Fe(OH) ₂ — гидроксид железа (II) Mn(OH) ₂ — гидроксид марганца (II) NH ₄ OH — гидроксид аммония Cu(OH) ₂ — гидроксид меди (II) и т. д. (большинство гидроксидов металлов)

По кислотности основания можно разделить на две группы — **однокислотные** и **двукислотные**.

Кислотность оснований определяется количеством гидроксильных групп, которые могут быть замещены на кислотные остатки.

Однокислотные основания образуются от одновалентных металлов, а двукислотные — от двух- или трехвалентных металлов.

Например:

KOH — однокислотное основание;

Zn(OH)_2 — двухкислотное основание.

1.2. Графические формулы оснований

При графическом изображении формул оснований следует обращать внимание на то, что число гидроксильных групп определяется валентностью металла и что атом водорода связан с металлом только через атом кислорода.

Например:

NaOH Na—O—H

Ca(OH)_2 H—O—Ca—O—H

1.3. Номенклатура оснований

По международной номенклатуре названия оснований образуются из слова *гидроксид*, названия металла в родительном падеже, и если металл проявляет переменную валентность, то в скобках указывается значение валентности.

Например:

KOH — гидроксид калия;

Cu(OH)_2 — гидроксид меди (II).

Для ряда оснований используются тривиальные названия.

Например:

NaOH — едкий натр, каустическая сода;

KOH — едкое кали;

Ba(OH)_2 — едкий барий;

Ca(OH)_2 — гашеная известь.

1.4. Химические свойства оснований

1. Растворы щелочей **изменяют окраску индикаторов** следующим образом:

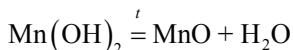
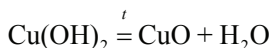
а) фиолетовый раствор синего лакмуса — в синий цвет;

б) индикатор метиловый оранжевый (или метилоранж) в растворах щелочей имеет желтый цвет;

в) бесцветный раствор фенолфталеина — в малиновый цвет.

2. Большинство малорастворимых основных гидроксидов **при нагревании легко разлагаются на оксид и воду.**

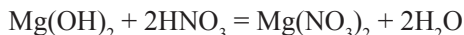
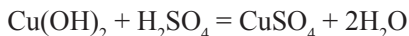
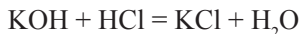
Например:



Основания щелочных металлов термически устойчивы. Например, гидроксид натрия NaOH кипит при $T = 1400^\circ\text{C}$ без разложения.

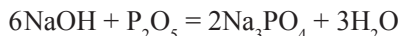
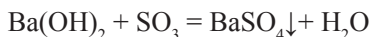
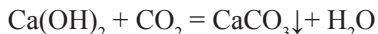
3. Основания **взаимодействуют с кислотами (реакция нейтрализации)**, образуя соль и воду.

Например:



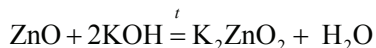
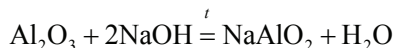
4. Основания **взаимодействуют с кислотными оксидами.**

Например:

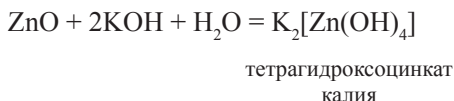


5. Щелочи взаимодействуют с **амфотерными оксидами**, образуя при сплавлении соответствующие соли.

Например:

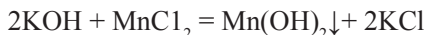
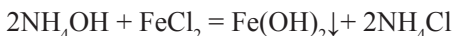
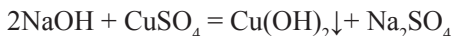


При взаимодействии амфотерных оксидов с концентрированными растворами щелочей образуются гидроксокомплексы:



6. Щелочи **взаимодействуют с растворами солей**, образуя новое основание и новую соль.

Например:



1.5. Амфотерные гидроксиды

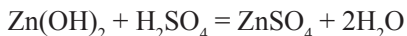
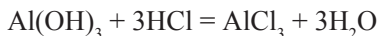
Амфотерными гидроксидами называются такие гидроксиды, которые в зависимости от условий проявляют свойства либо оснований, либо кислот.

К амфотерным гидроксидам относятся гидроксиды, образованные катионами металлов с зарядом +3, +4: $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Mn}(\text{OH})_4$, а также в виде исключения $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$ и некоторые другие.

Амфотерные гидроксиды реагируют:

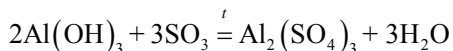
а) с кислотами,

например:



б) с кислотными оксидами,

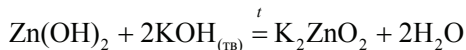
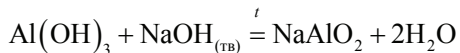
например:



В этих реакциях амфотерные гидроксиды проявляют свойства оснований;

в) с основаниями. При сплавлении твердых веществ образуются соли.

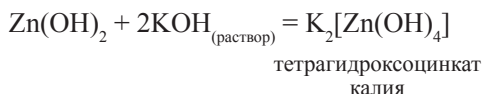
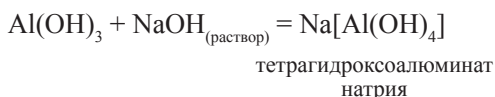
Например:



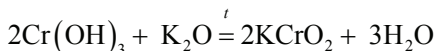
В этих реакциях амфотерные гидроксиды проявляют свойства кислот.

В реакциях с водными растворами щелочей образуются соответствующие комплексные соединения.

Например:



г) с основными оксидами,
например:

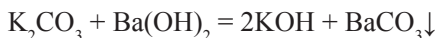
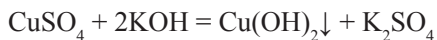


В этой реакции амфотерный гидроксид проявляет кислотные свойства. Реакция протекает только при сплавлении реагентов.

1.6. Способы получения оснований

1. Общим способом получения оснований является реакция обмена раствора соли с раствором щелочи. При этом обязательно образуется новое основание и новая соль.

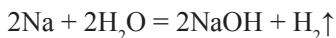
Например:



Этим методом могут быть получены как нерастворимые, так и растворимые в воде основания.

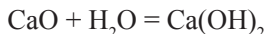
2. Щелочи получают взаимодействием щелочных и щелочно-земельных металлов с водой.

Например:

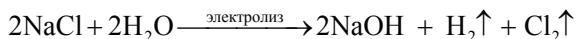


3. Щелочи могут быть получены также взаимодействием оксидов щелочных и щелочноземельных металлов с водой.

Например:



4. В технике щелочи получают электролизом растворов солей (например, хлоридов):



1.7. Области применения оснований

Гидроксиды натрия и калия (NaOH и KOH) используются для очистки нефтепродуктов, для производства искусственного шелка, мыла, бумаги, применяются в текстильной и кожевенной промышленности и др. Щелочи входят в состав растворов для химического обезжиривания поверхностей черных и некоторых цветных металлов перед нанесением защитных и декоративных покрытий.

Гидроксиды калия, кальция, бария применяются в нефтяной промышленности для приготовления ингибированных буровых

вых растворов, позволяющих разбуривать неустойчивые горные породы.

Гидроксиды кальция и натрия используются в качестве реагентов для очистки газов от сероводорода.

Гашеная известь $\text{Ca}(\text{OH})_2$ применяется в качестве ингибитора коррозии металлов под действием морской воды, а также в качестве реагента для устранения жесткости воды и очистки мазута.

2. Экспериментальная часть

Опыт 1. Испытание раствора основания индикаторами

При диссоциации оснований образуются ионы OH^- , обуславливающие основную реакцию среды и изменение окраски индикаторов. Составьте уравнения диссоциации гидроксидов натрия и бария, запишите их в отчет.

Ход работы

Нанесите стеклянной палочкой по одной капле раствора гидроксида натрия на полоски индикаторов — универсальный, синий лакмус, наблюдайте за окраской индикатора. В две пробирки налейте по 0,5 мл разбавленного раствора гидроксида натрия и в одну из них добавьте несколько капель раствора метилового оранжевого, а в другую — раствор фенолфталеина, наблюдайте за изменением окраски раствора. Результаты наблюдений запишите в отчет в виде таблицы:

№ п/п	Основание	Окраска индикаторов			
		лакмус синий	метилоранж	универсальный	фенолфталеин
1	NaOH			pH =	

Опыт 2. Взаимодействие щелочей с металлами

Напишите уравнение реакции взаимодействия гидроксида натрия с цинком, составьте электронный баланс.

Ход работы

В одну пробирку поместите 1 гранулу цинка и добавьте 1–2 мл 10 %-ного раствора NaOH, осторожно нагрейте содержимое пробирки. Опыт необходимо проводить в вытяжном шкафу! Какие изменения происходят в пробирке? Наблюдения запишите в отчет.

Опыт 3. Взаимодействие щелочей с амфотерными оксидами

Составьте уравнение реакции оксида цинка с NaOH в молекулярной и ионной форме.

Ход работы

В пробирку внесите 1 микрошпатель оксида цинка и добавляйте 10 %-ный раствор NaOH до растворения кристаллов. В случае необходимости содержимое пробирки можно подогреть. Запишите свои наблюдения в отчет.

Опыт 4. Взаимодействие щелочей с амфотерными гидроксидами

Напишите уравнение реакции гидроксида натрия с гидроксидом алюминия в молекулярной и ионной форме.

Ход работы

Для получения гидроксида алюминия в пробирку налейте 1 мл раствора хлорида алюминия и добавьте к нему раствор гидроксида аммония до появления осадка гидроксида алюминия. В отчете укажите цвет осадка и составьте соответствующее уравнение реакции в молекулярной и ионной форме. Затем к полученному осадку приливайте раствор гидроксида натрия до полного растворения осадка.

Опыт 5. Взаимодействие щелочей с солями

Напишите уравнение реакции гидроксида натрия с сульфатом меди (II) в молекулярной и ионной форме.

Ход работы

В пробирку налейте 1–2 мл раствора сульфата меди (II) и по каплям постепенно приливайте раствор гидроксида натрия до появления осадка гидроксида меди (II). Цвет осадка укажите в отчете. Содержимое пробирки разделите на две части и используйте для проведения опытов 6 и 7.

Опыт 6. Взаимодействие щелочей с кислотами

Напишите уравнение реакции соляной кислоты с гидроксидом меди (II) в молекулярной и ионной форме.

Ход работы

В одну из пробирок, содержащих осадок гидроксида меди (II), полученный в опыте 5, по каплям приливайте соляную кислоту до полного растворения осадка. Цвет раствора укажите в отчете.

Опыт 7. Термическое разложение нерастворимых в воде оснований

Напишите уравнение термического разложения $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

Ход работы

Содержимое второй пробирки с осадком $\text{Cu}(\text{OH})_2$, полученным в опыте 5, нагревайте до изменения цвета осадка. Цвет полученного оксида меди (II) укажите в отчете.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 3

ИЗУЧЕНИЕ СВОЙСТВ СРЕДНИХ СОЛЕЙ

Перед выполнением лабораторной работы необходимо повторить теоретический материал по химическим свойствам солей, правила составления ионных уравнений для реакций обмена и электронного баланса для окислительно-восстановительных процессов.

1. Теоретическая часть

Соли — это сложные вещества, которые диссоциируют в водном растворе (либо расплаве) на положительно заряженные ионы металла и отрицательно заряженные ионы кислотного остатка.

Например:



Кроме того, соли — это такие вещества, в которых атомы металла связаны с кислотными остатками.

Исключение составляют соли аммония, в которых с кислотными остатками связаны катионы аммония (частицы NH_4^+), а не атомы металла.

Например:

- NaCl — хлорид натрия;
- Na_2SO_4 — сульфат натрия;
- CaSO_4 — сульфат кальция;
- CaCl_2 — хлорид кальция;
- $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ — сульфат аммония.

Практически все соли являются ионными соединениями, таким образом, в солях соединены между собой ионы металла и ионы кислотных остатков.

Например:

Na^+Cl^- — хлорид натрия;

$\text{Ca}^{2+}\text{SO}_4^{2-}$ — сульфат кальция и т. д.

Названия солей составляют из двух слов: на первом месте ставится название аниона (кислотный остаток) в именительном падеже и на второе место ставится название катиона металла в родительном падеже. Названия солей в зависимости от их кислотного остатка приведены в табл. 8.

Таблица 8

Образование названий солей

Кислота	Кислотный остаток	Валентность остатка	Названия солей	Примеры
Азотная — HNO_3	NO_3^-	I	Нитраты	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ — нитрат кальция
Кремниевая — H_2SiO_3	SiO_3^{2-}	II	Силикаты	Na_2SiO_3 — силикат натрия
Серная — H_2SO_4	SO_4^{2-}	II	Сульфаты	PbSO_4 — сульфат свинца
Угольная — H_2CO_3	CO_3^{2-}	II	Карбонаты	Na_2CO_3 — карбонат натрия
Фосфорная — H_3PO_4	PO_4^{3-}	III	Фосфаты	AlPO_4 — фосфат алюминия
Бромоводородная — HBr	Br^-	I	Бромиды	NaBr — бромид натрия
Иодоводородная — HI	I^-	I	Иодиды	KI — иодид калия
Сероводородная — H_2S	S^{2-}	II	Сульфиды	FeS — сульфид железа (II)
Соляная — HCl	Cl^-	I	Хлориды	NH_4Cl — хлорид аммония
Фтороводородная — HF	F^-	I	Фториды	CaF_2 — фторид кальция

Из табл. 8 видно, что названия бескислородных солей, которые образованы атомами металлов в высшей степени окисления (BCO), имеют окончания *-ид* (например, K_2S — *сульфид* калия), а названия кислородсодержащих солей — окончания *-ат* (например, $K_2S^{+6}O_4$ — *сульфат* калия).

Если атом металла находится в промежуточной степени окисления, то тогда для образования названия кислородсодержащих солей используется окончание *-ит*. В качестве примера можно привести $K_2S^{+4}O_3$ — *сульфит* калия.

1.1. Классификация солей

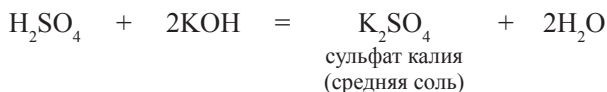
Соль — это продукт взаимодействия основания и кислоты, т. е. продукт замещения атомов водорода в молекуле кислоты на атом металла либо продукт замещения гидроксильных групп в молекуле основания на кислотные остатки соответственно.

Соли можно классифицировать на средние, кислые, основные и двойные (рис. 6). Молекулы *с р е д н и х* *с о л е й* состоят только из атомов металла и кислотного остатка. Например, соли, которые приведены в табл. 8, являются средними солями.

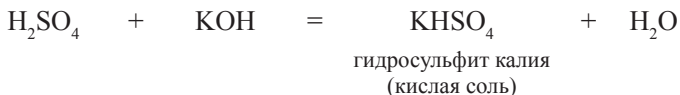


Рис. 6. Схема классификации солей

Соли образуются в результате соответствующей реакции нейтрализации кислоты и основания. Например, сульфат калия образуется в реакции между серной кислотой и основанием (едким кали). При этом на 1 моль кислоты необходимо взять 2 моля основания:



Если использовать только 1 моль основания, т. е. меньше, чем нужно для полной нейтрализации кислоты, то образуется соответствующая к и с л я я с о л ь — гидросульфат калия:



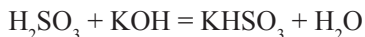
Следует отметить, что кислые соли образуют только многоосновные кислоты. Одноосновные кислоты кислых солей не образуют.

Кислые соли являются продуктами неполного замещения атомов водорода атомами металла.

Кислые соли, кроме ионов металла и кислотного остатка, в своем составе имеют еще ионы водорода.

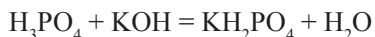
Двухосновные кислоты (H_2SO_3 , H_2CO_3 , H_2S и т. д.) могут образовывать только один тип кислых солей, которые называются о д н о - з а м е щ е н н ы м и (атом металла замещает только один атом водорода кислоты).

Например, сернистая кислота при неполной нейтрализации гидроксидом калия образует кислую соль — KHSO_3 :

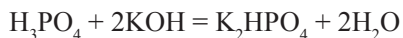


Трехосновные кислоты могут образовывать уже два типа кислых солей, а именно о д н о з а м е щ е н н ы е и д в у з а м е щ е н н ы е.

Например, при неполной нейтрализации ортофосфорной кислоты (H_3PO_4) гидроксидом калия можно получить и однозамещенную соль — гидрофосфат калия (KH_2PO_4):



и двузамещенную соль — дигидрофосфат калия (K_2HPO_4):



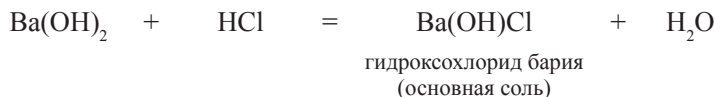
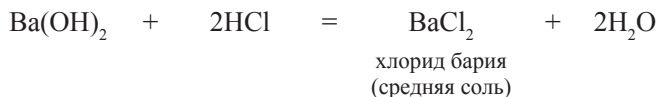
В название кислых солей добавляется приставка *гидро-* (от слова *hydrogenium* — водород), если молекула соли состоит из одного атома водорода, например: KHCO_3 — гидрокарбонат калия,

Na_2HPO_4 — гидрофосфат натрия. Если же молекула соли содержит уже два атома водорода, как в случае с NaH_2PO_4 , то тогда в название добавляется приставка *дигидро-*, и NaH_2PO_4 будет называться дигидрофосфатом натрия.

Основные соли являются продуктами неполного замещения гидроксильных групп основания или амфотерного гидроксида на кислотные остатки.

Основные соли образуются при неполной нейтрализации основания кислотами. Названия основных солей образуются с помощью приставок *гидроксо-* или *дигидроксо-*.

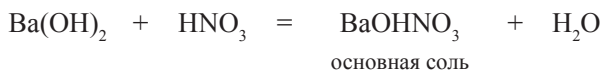
Например:



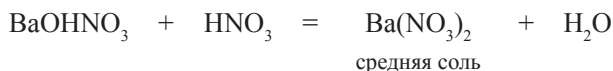
Основные соли, кроме ионов металла и кислотного остатка, как в случае средних солей, еще содержат группы OH.

Основные соли могут образоваться только из многокислотных оснований. В случае однокислотных оснований такие соли образоваться не могут.

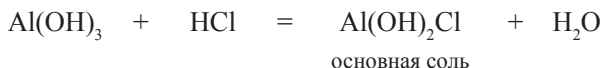
Двукислотные основания могут образовать только один тип основных солей, а трехкислотные — соответственно уже два типа. Например, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, которое относится к двукислотным основаниям, при неполной нейтрализации может образовать только одну основную соль:



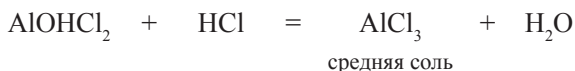
а при дальнейшей нейтрализации уже образуется средняя соль:



$\text{Al}(\text{OH})_3$ является трехкислотным гидроксидом, который образует при неполной нейтрализации две основные соли:



При полной нейтрализации образуется средняя соль:



Двойные соли следует рассматривать как продукт замещения атомов водорода многоосновной кислоты на атомы разных металлов или как продукт замещения гидроксильных групп многокислотного основания на кислотные остатки разных кислот.

Например:

$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ — алюмокалиевые квасцы, сульфат алюминия — калия;
 $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$ — хромовокалиевые квасцы, сульфат хрома (III) — калия;
 CaCl_2O — хлорная известь, хлорид-гипохлорит кальция.

1.2. Номенклатура солей

Названия солей связаны с названиями соответствующих кислот. Соли распространенных кислот имеют традиционные химические названия, которые состоят из названия кислотного остатка в именительном падеже и названия металла в родительном падеже с указанием степени окисления металла в скобках римскими цифрами.

Например:

Na_2CO_3 — карбонат натрия;
 FeSO_4 — сульфат железа (II);
 $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ — сульфат железа (III).

Если в результате реакции образуется кислая соль, то к названию соответствующей средней соли необходимо добавить приставку *гидро-*.

Если число атомов водорода в кислотном остатке больше единицы, то соответствующее число указывается в названии с помощью приставки.

Например:

NaHSO_4 — гидросульфат натрия;

$\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$ — гидросульфит кальция;

$(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ — гидрофосфат аммония;

$\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ — дигидрофосфат бария.

Если в результате реакции образуются основные соли, то к названию соответствующей средней соли необходимо добавить приставку *гидроксо-*.

Например:

FeOHNO_3 — нитрат гидроксожелеза (II);

$(\text{CoOH})_2\text{SO}_4$ — сульфат гидроксокобальта (II);

$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ — карбонат гидроксомеди (II);

PbOHClO_4 — перхлорат гидроксосвинца (II).

При выделении солей из водных растворов вода входит в состав образующихся кристаллов. Такие вещества носят названия кристаллогидраты, а содержащаяся в них вода называется кристаллизационной. В составе кристаллогидратов показывают количество кристаллизационной воды, которое содержится в 1 моле кристаллогидрата.

Например:

$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — кристаллогидрат сульфата калия алюминия, содержащий на 1 моль $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ 10 молей воды.

Для того чтобы назвать кристаллогидраты, необходимо перед названием соли с помощью числовых приставок и слова *гидрат* указать количество воды (в молях), которое приходится на 1 моль кристаллогидрата.

Например:

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ — пентагидрат сульфата меди (II);

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — декагидрат сульфата натрия.

1.3. Графические формулы солей

Для того чтобы нарисовать графическую формулу соли, необходимо:

1) правильно написать молекулярную формулу соли;

2) изобразить отдельно формулы кислоты и основания, которые образуют данную соль в реакции нейтрализации соответствующих кислоты и основания.

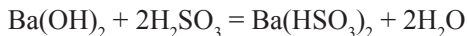
Например:

$\text{Ba}(\text{HSO}_3)_2$ — гидросульфат бария получается при неполной нейтрализации сернистой кислоты (H_2SO_3) гидроксидом бария ($\text{Ba}(\text{OH})_2$);

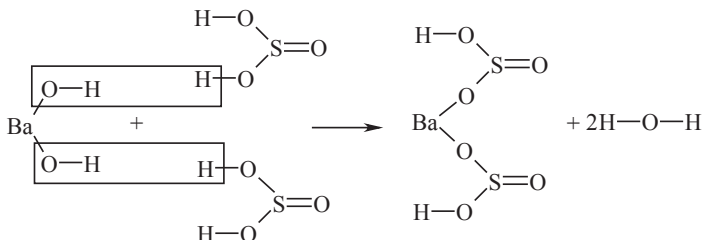
3) определить, какое количество молекул кислоты и основания необходимо для получения молекулы этой соли.

Например:

для получения молекулы $\text{Ba}(\text{HSO}_3)_2$ необходима одна молекула основания (один атом бария) и две молекулы кислоты (два кислотных остатка HSO_3^-):



Далее следует построить графические формулы определенных ранее молекул основания и кислоты и получить графическую формулу кислой соли:



В табл. 9 приведены международные и традиционные названия солей.

Таблица 9

**Международные, русские и традиционные названия
некоторых солей**

Соль	Международное название	Русское название	Традиционное название	Применение
Na_2CO_3	Карбонат натрия	Натрий углекислый	Сода	В быту — как моющее и чистящее средство
NaHCO_3	Гидрокарбонат натрия	Натрий углекислый кислый	Питьевая сода	Пищевой продукт: выпечка кондитерских изделий
K_2CO_3	Карбонат калия	Калий углекислый	Поташ	Применяется в технике
Na_2SO_4	Сульфат натрия	Натрий сернокислый	Глауберова соль (на $10\text{H}_2\text{O}$)	Лекарственное средство
MgSO_4	Сульфат магния	Магний сернокислый	Английская соль (на $7\text{H}_2\text{O}$)	Лекарственное средство
KClO_3	Хлорат калия	Калий хлорноватокислый	Бертолетова соль	Применяется в зажигательных смесях для головок спичек

Например, нельзя путать *соду* Na_2CO_3 и *питьевую соду* NaHCO_3 . Если использовать в пищу соду вместо питьевой соды, можно получить тяжелый химический ожог.

В химии и на производстве сохраняется много тривиальных названий. Например, *каустическая сода* — это не название соли, а техническое название гидроксида натрия NaOH . Если обыкновенной содой можно почистить раковину или посуду, то каустическую соду нельзя использовать в быту!

Эти простые знания могут пригодиться в жизни — никто не знает, с какими веществами придется столкнуться в будущем.

1.4. Физические свойства солей

Соли по агрегатному состоянию относятся к твердым кристаллическим веществам. По своей растворимости в воде они делятся на три группы:

- 1) хорошо растворимые;
- 2) малорастворимые;
- 3) практически нерастворимые.

К растворимым в воде солям относятся соли азотной и уксусной кислот, а также соли калия, натрия и аммония.

Соли имеют широкий разбег температур плавления и термического разложения.

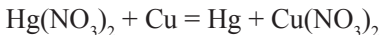
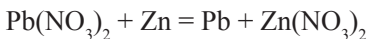
1.5. Химические свойства солей

Химические свойства солей характеризуются их отношением к металлам, щелочам, кислотам и солям.

1. Взаимодействие соли в водных растворах с теми **металлами**, которые являются более активными, чем металл в исходной соли.

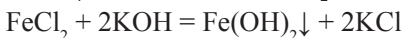
Более активный металл замещает менее активный металл в соли.

Например:



2. Взаимодействие растворов солей **со щелочами** с образованием нового основания (которое выпадает в осадок) и новой соли.

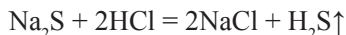
Например:



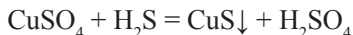
3. Взаимодействие соли с растворами **более сильных или менее летучих кислот** с образованием новой соли и новой кислоты.

Например:

а) образование более слабой кислоты или более летучей кислоты:

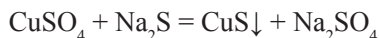
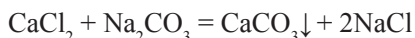
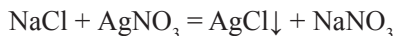


б) образование малорастворимой соли при взаимодействии солей сильных кислот с более слабыми кислотами:



4. Реакция обмена с другими солями с образованием двух новых солей.

Например:

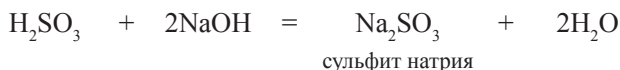


Необходимо помнить, что обменные реакции протекают всегда практически до конца только в том случае, если один из продуктов выделяется в виде осадка, газа или если образуется вода или любое другое нейтральное соединение.

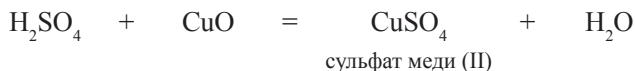
1.6. Способы получения солей

Известно огромное число реакций, приводящих к образованию солей.

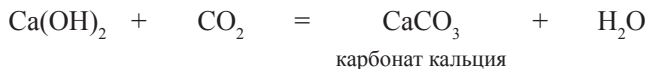
1. Реакция нейтрализации при смешении растворов кислоты и основания в нужном молярном соотношении:



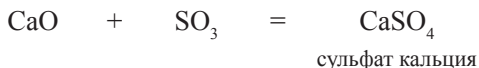
2. Взаимодействие кислоты с основными оксидами:



3. Взаимодействие оснований с кислотными оксидами:



4. Взаимодействие основных и кислотных оксидов:

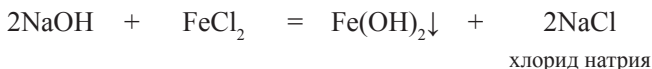


5. Взаимодействие кислот с солями с образованием нерастворимой соли, выпадающей в осадок:



6. Взаимодействие растворимых в воде оснований с солями с образованием другого основания (не щелочи, которая может реагировать с образовавшейся солью) и другой соли. Кроме того, необходимым условием прохождения реакции является выпадение одного из продуктов в осадок.

Например:



7. Взаимодействие двух разных солей. Реакция пройдет только при условии растворимости исходных солей в воде и выпадении одной из образующихся солей в осадок:

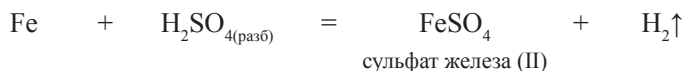


Если же обе образующиеся соли хорошо растворимы в воде, то реакция не идет, в растворе присутствуют только ионы, которые не реагируют друг с другом:

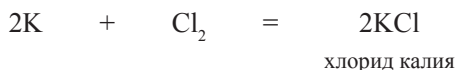


При упаривании такого раствора можно получить смесь соответствующих солей NaCl, KBr, NaBr и KCl, однако получить чистые соли в таких реакциях невозможно.

8. Взаимодействие металлов с кислотами в окислительно-восстановительных реакциях. Например, металлы, которые расположены в ряду активности металлов левее водорода, вытесняют из кислот водород и сами реагируют с кислотным остатком, образуя соли:



9. Взаимодействие металлов с неметаллами с образованием кристаллов соли, которые выглядят как белый «дым»:



10. Взаимодействие металлов с солями. Более активные металлы, которые в ряду активности расположены левее, способны вытеснять менее активные металлы из их солей:



1.7. Применение солей

Некоторые соли являются соединениями, которые необходимы в значительных количествах для обеспечения жизнедеятельности растительных и животных организмов (соли калия, натрия, кальция, а также соли, содержащие элементы азот и фосфор):

NaCl — хлорид натрия (поваренная соль, соль пищевая). Ежегодная мировая добыча этой соли составляет порядка 200 млн т. Эта соль применяется в пищевой промышленности, служит сырьем

для получения соляной кислоты, хлора, гидроксида натрия, кальцинированной соды (Na_2CO_3);

KCl — хлорид калия. В значительных количествах хлорид калия применяется в сельском хозяйстве в качестве удобрения;

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ — сульфат алюминия. Используется в качестве коагулянта для очистки воды от тонкодисперсных взвешенных частиц и в нефтяной промышленности;

Na_2CO_3 — карбонат натрия (сода). Входит в состав смесей для производства стекла, моющих средств. Реагент для увеличения щелочности среды. Используется для устранения жесткости воды;

CaCO_3 — карбонат кальция. В виде мела и известняка является сырьем для производства негашеной извести CaO и гашеной извести $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Применяется в нефтепромышленности;

FeCl_3 — хлорид железа (III). В сочетании со щелочью используется для очистки воды от сероводорода при бурении скважин водой, для очистки воды от взвешенных частиц;

CaSO_4 — сульфат кальция. В виде алебаstra ($2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$) широко используется в строительстве, входит в состав быстротвердеющих вяжущих смесей для изоляции зон поглощений;

CaCl_2 — хлорид кальция. Снижает температуру замерзания растворов (антифриз);

Na_2SiO_3 — силикат натрия (растворимое стекло). Применяется в качестве ингибитора коррозии металлов, компонента некоторых буровых и буферных растворов;

AgNO_3 — нитрат серебра. Используется для химического анализа, в том числе пластовых вод и фильтратов буровых растворов на содержание ионов хлора;

Na_2SO_3 — сульфит натрия. Используется для химического удаления кислорода из воды в целях борьбы с коррозией при закачке сточных вод;

$\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ — бихромат натрия. Используется в нефтяной промышленности в качестве ингибитора коррозии алюминия, для приготовления ряда реагентов.

1.8. Генетическая взаимосвязь между основными классами неорганических соединений

Если знать генетическую взаимосвязь между представителями различных классов неорганических соединений, то можно легко превращать одни вещества в другие.

Схема генетической взаимосвязи между основными классами неорганических соединений представлена на рис. 7.

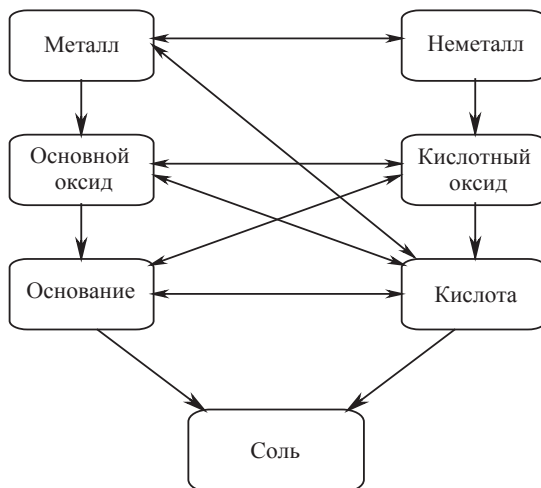


Рис. 7. Генетическая взаимосвязь между основными классами неорганических соединений

2. Экспериментальная часть

Опыт 1. Взаимодействие средних солей с металлами

Напишите уравнение реакции железа с сульфатом меди (II), составьте электронный баланс.

Ход работы

В пробирку налейте 5 мл раствора сульфата меди (II) и опустите в нее гвоздь. В конце занятия вытащите гвоздь из раствора, рассмотрите его поверхность и запишите наблюдения в отчет.

Опыт 2. Взаимодействие средних солей с кислотами

Напишите уравнение реакций сульфида натрия с соляной кислотой, хлорида бария с серной кислотой в молекулярной и ионной форме.

Ход работы

В одну пробирку налейте 1 мл раствора сульфида натрия и добавьте к нему 1 мл раствора соляной кислоты. Опыт обязательно нужно проводить в вытяжном шкафу! Какие изменения происходят в пробирке? Выделяющийся сероводород осторожно обнаружьте по запаху.

В другую пробирку налейте 1 мл раствора хлорида бария и добавьте к нему 1 мл раствора серной кислоты. Какие изменения происходят в пробирке? Наблюдения запишите в отчет.

Опыт 3. Взаимодействие средних солей с основаниями

Напишите уравнения реакций хлорида никеля (II) и сульфата железа (II) с гидроксидом натрия в молекулярной и ионной форме.

Ход работы

В одну пробирку налейте 1 мл раствора хлорида никеля (II), а в другую — 1 мл раствора сульфата железа (II). В каждую из пробирок добавьте по каплям раствор гидроксида натрия до образования осадков. Цвет осадков укажите в отчете.

Опыт 4. Взаимодействие средних солей с солями

Напишите уравнения реакций между хлоридом натрия и нитратом серебра, фосфатом калия и нитратом серебра, сульфатом натрия и хлоридом бария, хлоридом кальция и карбонатом натрия в молекулярной и ионной форме.

Ход работы

Возьмите 4 пробирки и попарно слейте растворы указанных преподавателем солей, взяв их одинаковое количество (по 5–7 капель). Какие изменения происходят в пробирках? Наблюдения запишите в отчет.

Опыт 5. Испытание растворов солей индикатором

Испытайте универсальным индикатором растворы трех солей: карбоната натрия, хлорида алюминия и ацетата аммония. Полученные результаты объясните, окраску индикатора в растворе солей запишите в отчет.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 4

ОБЩИЕ ЗАКОНОМЕРНОСТИ

ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Перед выполнением лабораторной работы необходимо повторить теоретический материал по химическому равновесию и факторам, влияющим на его смещение, а также о скорости гомогенной и гетерогенной реакций и факторах, влияющих на скорость.

1. Теоретическая часть

1.1. Химическая кинетика

Химическая кинетика — раздел общей химии, изучающий скорости и механизмы химических процессов, а также их зависимость от различных факторов.

Изучение кинетики химических реакций позволяет управлять химическими процессами, а также определять механизмы химических процессов.

Любой химический процесс — это превращение исходных реагентов в продукты реакции:

Реагенты → Переходное состояние → Продукты реакции.

Реагентами (исходными веществами) называются такие вещества, которые вступают в процесс химического взаимодействия.

Продуктами реакции называются вещества, которые образуются в результате процесса химического превращения. В обратимых процессах продукты прямой реакции являются исходными реагентами обратной реакции.

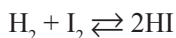
Необратимыми реакциями являются реакции, которые протекают при данных условиях в одном направлении (условное обозначение этого типа реакции: \rightarrow).

Например:



Обратимыми реакциями являются реакции, которые протекают одновременно в двух противоположных направлениях (условное обозначение: \rightleftharpoons).

Например:



Переходным состоянием (активированным комплексом) называется такое состояние химической системы, которое является промежуточным между исходными реагентами и продуктами реакции. В этом состоянии происходит разрыв одних химических связей и образование других новых химических связей. Далее этот активированный комплекс превращается в целевые продукты реакции.

Большая часть химических реакций являются сложными процессами и состоят из нескольких стадий, которые называются элементарными реакциями.

Элементарная реакция — единичный акт образования или разрыва химической связи.

Совокупность элементарных реакций, которые составляют химическую реакцию, определяет механизм химической реакции.

В уравнении химической реакции обычно указываются исходные вещества (начальное состояние системы) и продукты реакции (конечное состояние). К сложным химическим реакциям можно отнести последовательные, параллельные, обратимые и другие многостадийные реакции.

Если скорости разных стадий химической реакции существенно различаются друг от друга, то скорость сложной реакции

нужно определять скоростью самой медленной ее стадии. Такая стадия называется *лимитирующей стадией*.

Выделяют два типа химических реакций (гомогенные и гетерогенные реакции) в зависимости от фазового состояния реагирующих веществ.

Системы, которые состоят из одной фазы, называются *гомогенными*, а системы, которые состоят из нескольких фаз, — *гетерогенными*. Примером гомогенной системы может быть воздух, представляющий собой смесь веществ в газовой фазе (азот, кислород и др.). Примером гетерогенной системы, состоящей из двух фаз, является суспензия мела в воде (твердое вещество в жидкости).

Гомогенными реакциями называются те реакции, в которых взаимодействующие вещества находятся в одной фазе. Взаимодействие веществ в данных реакциях происходит во всем объеме реакционного пространства.

Гетерогенными реакциями называются реакции, протекающие на границе раздела фаз. В такой системе реакция всегда происходит на поверхности раздела двух фаз, поскольку только здесь реагирующие вещества, которые находятся в разных фазах, могут между собой сталкиваться.

Химические реакции принято различать по их молекулярности, т. е. числу молекул, участвующих в каждом элементарном акте их взаимодействия. По этому признаку выделяют мономолекулярные, бимолекулярные и тримолекулярные реакции.

Мономолекулярные реакции — это реакции, в которых элементарный акт осуществляется при химическом превращении только одной молекулы, например:



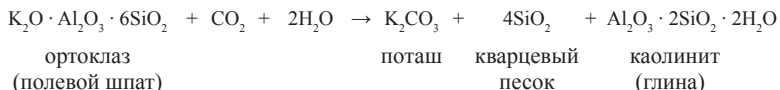
Бимолекулярные реакции — это реакции, в которых элементарный акт представляет собой столкновение двух молекул, например:



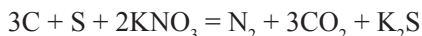
В тримолекулярных реакциях элементарный акт осуществляется при одновременном столкновении трех молекул, например:



Скорости различных химических реакций существенно отличаются друг от друга. Химические реакции могут протекать очень медленно, в течение многих столетий, как, например, выветривание горных пород:



Некоторые же реакции могут протекать очень быстро, например, взрыв черного пороха, который представляет собой смесь угля, серы и селитры:



Таким образом, скорость химической реакции является количественной мерой интенсивности протекания этой реакции.

Скорость химической реакции — это число элементарных актов реакции, происходящих в единицу времени в единице реакционного пространства.

В случае *гомогенных реакций* скорость химической реакции определяется количеством вещества, прореагировавшего в единицу времени в единице объема.

Кроме того, скорость реакции можно рассматривать как величину, которая показывает изменение молярной концентрации одного из веществ в единицу времени.

В соответствии с определением скорость реакции при неизменном объеме и температуре при уменьшении концентрации одного из реагирующих веществ от C_1 до C_2 за определенный промежуток времени от τ_1 до τ_2 (средняя скорость реакции) будет равна:

$$V \frac{C_1 - C_2}{\tau_2 - \tau_1} = \frac{\Delta C}{\Delta \tau}.$$

Для гомогенных реакций размерность скорости химической реакции V выражается в единицах [моль/(л · с)].

В случае *гетерогенных реакций* скорость реакции относится к единице площади поверхности, на которой протекает реакция, так как для гетерогенных реакций реакционным пространством является поверхность, на которой протекает реакция. Соответственно, уравнение средней скорости гетерогенной реакции имеет вид

$$V = \frac{\Delta C}{\Delta \tau} \cdot \frac{1}{S},$$

где S — площадь поверхности, на которой протекает реакция.

Размерность скорости химической реакции для гетерогенных процессов выражается в единицах [моль/(л · с · м²)].

1.2. Влияние различных факторов на скорость химической реакции

На скорость химической реакции оказывают влияние следующие факторы:

- природа реагирующих веществ;
- концентрация реагирующих веществ;
- температура системы;
- давление (для газовых систем);
- площадь поверхности (для гетерогенных систем);
- наличие в системе катализатора и ряд других факторов.

При увеличении концентрации реагирующих веществ происходит более частое столкновение частиц, которое приводит к увеличению скорости реакции, так как каждое химическое взаимодействие представляет собой результат столкновения частиц. Зависимость скорости химической реакции от молярных концентраций реагирующих веществ можно описать законом действующих масс, который был сформулирован в 1865 г. Н. Н. Бекетовым и в 1867 г. К. М. Гульдбергом и П. Вааге.

Закон действующих масс утверждает, что скорость элементарной химической реакции при постоянной температуре прямо пропорциональна произведению молярных концентраций реагирующих веществ в степенях, равных их стехиометрическим коэффициентам.

Уравнение, которое выражает зависимость скорости реакции от концентрации каждого реагирующего вещества, называют кинетическим уравнением реакции.

Необходимо отметить, что закон действующих масс применяется только к простым гомогенным реакциям. Если реакция протекает в несколько стадий, то закон будет справедлив для каждой из стадий, а скорость сложного химического процесса определяется скоростью самой медленной реакции, которая представляет собой лимитирующую стадию всего процесса.

Если в элементарную реакцию вступают одновременно m молекул вещества А и n молекул вещества В:



то уравнение для скорости реакции (кинетическое уравнение) принимает вид

$$V = k[\text{A}]^m \cdot [\text{B}]^n,$$

где k — коэффициент пропорциональности, который называется константой скорости химической реакции;

$[\text{A}]$ — молярная концентрация вещества А;

$[\text{B}]$ — молярная концентрация вещества В;

m и n — стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции.

Константа скорости реакции k будет численно равна скорости реакции, в которой концентрации всех реагирующих веществ (в кинетических уравнениях — произведение этих концентраций) равны единице.

Константа скорости реакции k также зависит от ряда факторов, а именно от природы реагирующих веществ и температуры, однако не зависит от самого значения концентрации реагентов.

Кроме того, для гетерогенных реакций концентрация твердой фазы не включается в уравнение для скорости химической реакции.

При протекании реакции в газовой фазе огромное влияние на ее скорость оказывает изменение давления в системе, так как изменение давления приводит к пропорциональному изменению концентрации. Так, увеличение давления приводит к пропорциональному росту концентрации газообразного реагента, а уменьшение давления, соответственно, снижает его концентрацию.

При протекании реакции в жидкой или твердой фазах изменение давления не оказывает влияния на скорость реакции, так как не влияет на концентрацию жидких и твердых реагентов.

Химические реакции происходят за счет соударения частиц реагирующих веществ. Однако только частицы, которые обладают повышенной энергией, — а к т и в н ы е ч а с т и ц ы, — способны осуществить акт химической реакции. С повышением температуры увеличивается кинетическая энергия частиц и увеличивается число активных частиц, в результате чего повышается скорость химических процессов.

Зависимость скорости реакции от температуры определяется п р а в и л о м В а н т - Г о ф ф а, согласно которому при повышении температуры на каждые 10°C скорость химической реакции возрастает в два-четыре раза.

$$V = V_0 \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

где V_0 — скорость реакции при начальной температуре системы t_1 ;

V — скорость реакции при конечной температуре системы t_2 ,

γ — температурный коэффициент реакции, равный $2 \div 4$.

Исходя из величины температурного коэффициента γ возможно рассчитать изменение скорости реакции при увеличении температуры от t_1 до t_2 . В этом случае используют формулу

$$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}.$$

Чем больше значение температурного коэффициента реакции γ , тем значительнее влияние температуры на скорость реакции.

Необходимую для протекания реакций энергию можно получить разными воздействиями (свет, теплота, лазерное излучение, плазма, электрический ток, радиоактивное излучение, высокое давление и т. д.).

Реакции, в свою очередь, подразделяются на тепловые, фотохимические, электрохимические, радиационно-химические и др. При всех этих воздействиях доля активных молекул возрастает. Эти молекулы обладают энергией, которая необходима для данного взаимодействия $E_{\text{мин}}$.

При столкновении активных молекул вначале образуется активированный комплекс, внутри которого происходит перераспределение взаимодействующих атомов.

Энергией активации E_a называется энергия, которая необходима для увеличения энергии молекул реагирующих веществ до энергии активированного комплекса.

Энергию активации рассматривают как дополнительную энергию, которую должны приобрести молекулы реагирующих веществ, чтобы преодолеть определенный энергетический барьер. Таким образом, E_a равна разности между средней энергией исходных реагирующих частиц $E_{\text{исх}}$ и энергией образующегося активированного комплекса $E_{\text{мин}}$. Энергия активации зависит от природы реагентов. Значение E_a обычно находится в пределах от 0 до 400 кДж. Если значение E_a превышает 150 кДж, то такие реакции не протекают при стандартных температурах.

Изменение энергии системы в ходе реакции можно графически представить с помощью энергетической диаграммы (рис. 8).

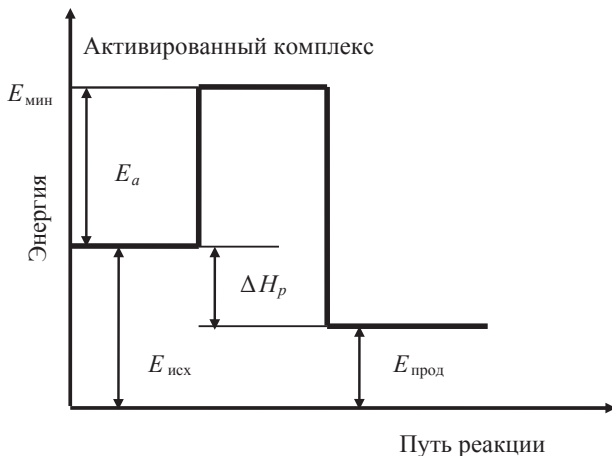


Рис. 8. Энергетическая диаграмма экзотермической реакции:

$E_{\text{исх}}$ — средняя энергия исходных веществ; $E_{\text{прод}}$ — средняя энергия продуктов реакции; $E_{\text{мин}}$ — энергия активированного комплекса; E_a — энергия активации; ΔH_p — тепловой эффект химической реакции

Согласно уравнению Аррениуса, чем больше значение энергии активации E_a , тем в большей степени константа скорости химической реакции k зависит от температуры:

$$k = A \cdot e^{-\frac{E}{R \cdot T}},$$

где E — энергия активации (Дж/моль);

R — универсальная газовая постоянная;

T — температура, К;

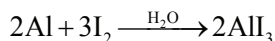
A — константа Аррениуса;

$e = 2,718$ — основание натуральных логарифмов.

К а т а л и з а т о р а м и называются вещества, которые повышают скорость химической реакции. Они вступают во взаимодействие с одним из исходных реагентов с образованием промежуточного химического соединения и выделяются в конце реакции в неизменном виде.

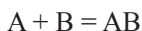
К а т а л и з о м называется влияние, которое оказывается катализаторами на химические реакции.

Например, при смешении порошка алюминия и кристаллического йода при комнатной температуре не наблюдается видимого химического превращения. При добавлении только одной капли воды происходит очень бурная реакция:



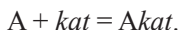
Различают гомогенный катализ (катализатор образует с реагирующими веществами гомогенную систему) и гетерогенный катализ (катализатор и реагирующие вещества находятся в разных фазах и каталитический процесс происходит на поверхности раздела фаз).

Согласно теории промежуточных соединений (предложена французским исследователем Сабатье и развита в работах Н. Д. Зелинского) медленно протекающая реакция



в присутствии катализатора протекает быстро, но в две стадии. В первой стадии процесса образуется промежуточное соединение одного из реагентов с катализатором *Akat*.

Первая стадия:



Данное соединение на второй стадии образует с другим реагентом активированный комплекс (*AkatB*), который затем превращается в конечный продукт *AB* с последующей регенерацией катализатора *kat*.

Вторая стадия:

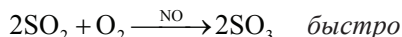


Таким образом, за счет образования промежуточных соединений уменьшается энергия активации реакции.

В качестве примера можно привести медленно протекающую реакцию:



При промышленном нитрозном способе получения серной кислоты из диоксида серы в качестве катализатора используется оксид азота (II), который значительно ускоряет реакцию:



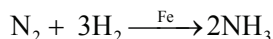
В присутствии катализатора (NO) реакция протекает быстро в две стадии:



В качестве гомогенных катализаторов часто применяются растворы кислот, оснований и солей (это соли *d*-элементов: Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu и др.).

В случае гетерогенного катализа реагенты и катализатор образуют несколько фаз. Реакции протекают на границе раздела фаз. Обычно взаимодействия протекают на поверхности раздела между твердой и жидкой или твердой и газовой фазами.

Например, синтез аммиака из азота и водорода осуществляют в присутствии катализатора, который представляет собой смесь металлического железа с добавками оксида калия и алюминия:



Примером гетерогенного катализа является окисление SO_2 в SO_3 на катализаторе V_2O_5 при производстве серной кислоты контактным методом.

Промоторами (или активаторами) называются вещества, которые повышают активность катализатора. При этом промоторы могут и не обладать каталитическими свойствами.

Каталитическими ядами называются посторонние примеси в реакционной смеси, которые приводят к частичной или

полной потере активности катализатора. Например, следы фосфора и мышьяка вызывают быструю потерю активности катализатора V_2O_5 в реакции окисления SO_2 в SO_3 .

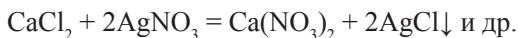
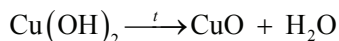
Многие химические производства, такие как получение аммиака, серной кислоты, азотной кислоты и др., проводятся только в присутствии катализаторов.

Биохимические реакции в растительных и животных организмах ускоряются с помощью биологических катализаторов — ферментов (энзимов).

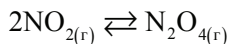
При добавлении в реакцию среду специальных веществ — ингибиторов можно замедлить протекание нежелательных химических процессов. Например, чтобы затормозить процессы коррозии, широко используются различные ингибиторы коррозии металлов.

1.3. Химическое равновесие

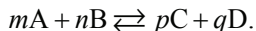
Помимо практически необратимых химических реакций:



известно огромное количество процессов, в ходе которых химическое превращение протекает не до конца, а возникает равновесная смесь всех исходных реагентов и продуктов реакции, находящихся как в левой, так и в правой частях стехиометрического уравнения реакции. Например, при стандартных условиях обратимой является система



Особенности протекания обратимых процессов следует рассмотреть на примере системы, которая в общем виде имеет вид



При условии, что прямая (\rightarrow) и обратная (\leftarrow) реакции протекают в одну стадию, согласно закону действующих масс значения

скоростей для прямой ($V_{\text{прям}}$) и обратной ($V_{\text{обр}}$) реакций описываются следующими кинетическими уравнениями:

$$V_{\text{прям}} = k_{\text{прям}} [A]^m \cdot [B]^n;$$

$$V_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} [C]^p \cdot [D]^q,$$

где $k_{\text{прям}}$ и $k_{\text{обр}}$ — константы скорости прямой и обратной реакций соответственно.

Сначала (рис. 9) концентрации исходных веществ [A] и [B], как и скорость прямой реакции, имеют максимальное значение. Концентрации продуктов реакции [C] и [D] и скорость обратной реакции в начальный момент равны нулю соответственно. В ходе реакции концентрации исходных веществ уменьшаются, что приводит к снижению скорости прямой реакции. Концентрации же продуктов реакции, а также скорость обратной реакции возрастают. Это происходит до тех пор, пока не наступит момент, при котором скорости прямой и обратной реакций становятся равными.

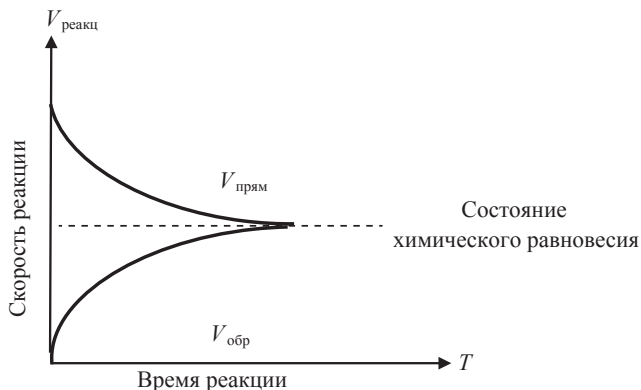


Рис. 9. Зависимость скоростей прямой и обратной реакций от времени их протекания

Химическим равновесием называется состояние системы, при котором $V_{\text{прям}} = V_{\text{обр}}$. Это равновесие является

динамическим, так как в системе идет двусторонняя реакция — в прямом (А и В — реагенты, С и D — продукты) и в обратном (А и В — продукты, С и D — реагенты) направлениях.

В обратимой системе, которая находится в состоянии равновесия, концентрации всех участников химического процесса называются равновесными концентрациями, так как при этом постоянно и с одинаковой скоростью протекают как прямая, так и обратная реакции.

Количественную характеристику химического равновесия можно вывести из соответствующих кинетических уравнений:

$$V_{\text{прям}} = V_{\text{обр}};$$

$$k_{\text{прям}}[A]^m \cdot [B]^n = k_{\text{обр}}[C]^p \cdot [D]^q.$$

Так как константы скоростей реакций при постоянной температуре постоянны, то будет постоянным и отношение

$$K_p = \frac{k_{\text{прям}}}{k_{\text{обр}}},$$

которое называется константой химического равновесия.

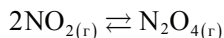
Если приравнять правые части кинетических уравнений для прямой и обратной реакций, то можно получить:

$$K_p = \frac{[C]^p \cdot [D]^q}{[A]^m \cdot [B]^n},$$

где K_p — константа химического равновесия, выраженная через равновесные концентрации участников реакции.

Константа химического равновесия — это отношение произведения равновесных концентраций продуктов реакции к произведению равновесных концентраций исходных веществ в степенях, равных их стехиометрическим коэффициентам.

Например, для обратимой реакции



выражение для константы равновесия имеет вид

$$K_p = \frac{k_{\text{прям}}}{k_{\text{обр}}} = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2}.$$

Если в процессе химической реакции участвуют несколько фаз, то в выражении для константы равновесия нужно учитывать только те фазы, в которых происходят изменения концентраций реагентов. Например, в выражение для константы равновесия для системы



твердые вещества не включаются:

$$K_p = [\text{CO}_2].$$

Константа равновесия K_p является количественной мерой способности реакции протекать «слева — направо» (прямая реакция) при заданном способе написания стехиометрического уравнения реакции. Константа равновесия показывает, во сколько раз прямая реакция идет быстрее, чем обратная при одинаковой температуре и концентрациях, равных 1 моль/л.

Если константа равновесия $K_p = 1$, то реакция находится в состоянии химического равновесия и протекает в прямом и обратном направлениях с одинаковыми скоростями.

При очень больших значениях константы равновесия ($K_p \gg 10^7$) протекает прямая реакция, которая является практически необратимой.

Если константа равновесия имеет малое значение ($K_p \ll 10^{-7}$), то практически необратимой является обратная реакция.

1.4. Смещение химического равновесия

Состояние химического равновесия может сохраняться сколько угодно долго при условии постоянства внешних условий химического процесса. При изменении условий проведения реакции (температуры, давления и концентрации) можно сместить или

сдвинуть химическое равновесие в требуемом направлении. Смещение равновесия вправо будет приводить к увеличению концентрации веществ, формулы которых находятся в правой части уравнения. Смещение равновесия влево будет приводить к увеличению концентрации веществ, формулы которых находятся слева. При этом система перейдет в новое состояние равновесия, которое характеризуется другими значениями равновесных концентраций реагентов.

Смещение химического равновесия, которое вызывается изменением внешних условий, подчиняется правилу, сформулированному в 1884 г. французским физиком А. Ле Шателье (принцип Ле Шателье).

Принцип Ле Шателье утверждает, что если на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, оказать какое-либо воздействие, например, изменить температуру, давление или концентрации реагентов, то равновесие сместится в направлении той реакции, которая ослабляет оказываемое воздействие.

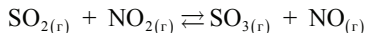
Влияние изменения концентрации на смещение химического равновесия

Согласно принципу Ле Шателье *увеличение концентрации любого из участников реакции вызывает смещение равновесия в сторону той реакции, которая приводит к уменьшению концентрации этого вещества.*

Влияние концентрации на состояние равновесия подчиняется следующим правилам:

- повышение концентрации одного из исходных веществ вызывает возрастание скорости прямой реакции, и равновесие сдвигается в направлении образования продуктов реакции и наоборот;
- повышение концентрации одного из продуктов реакции вызывает возрастание скорости обратной реакции, что приводит к смещению равновесия в направлении образования исходных веществ и наоборот.

Например, равновесная система



При увеличении концентрации SO_2 или NO_2 в соответствии с законом действующих масс возрастет скорость прямой реакции. Это приведет к смещению равновесия вправо, что вызовет расходование исходных реагентов и увеличение концентрации продуктов реакции.

При уменьшении концентрации, например, одного из продуктов реакции система отреагирует таким образом, чтобы концентрацию продукта увеличить. Протекает прямая реакция, которая приводит к увеличению концентрации продуктов реакции.

Влияние изменения давления на смещение химического равновесия

Согласно принципу Ле Шателье *повышение давления приводит к смещению равновесия в сторону образования меньшего количества газообразных частиц, т. е. в сторону меньшего объема.*

Например, в обратимой реакции



из 2 молей NO_2 образуется 2 моля NO и 1 моль O_2 .

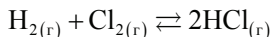
Стехиометрические коэффициенты перед формулами газообразных веществ указывают на количество молей газообразных веществ. Протекание прямой реакции приводит к увеличению числа молей газообразных веществ, а протекание обратной реакции, наоборот, уменьшает число молей газообразных веществ.

Если на такую систему оказать внешнее воздействие, например, увеличить давление, то система отреагирует таким образом, чтобы это воздействие ослабить. Давление может снизиться, если равновесие данной реакции сместится в сторону меньшего числа молей газообразного вещества, а значит, и меньшего объема, т. е. в сторону обратной реакции.

Наоборот, повышение давления в этой системе связано со смещением равновесия вправо — в сторону разложения NO_2 , что приводит к увеличению количества газообразного вещества.

Если число молей газообразных веществ до и после реакции остается постоянным, т. е. объем системы в ходе реакции не меняется, то изменение давления одинаково изменяет скорости прямой и обратной реакций и не влияет на смещение химического равновесия.

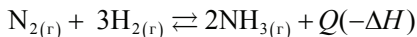
Например, в реакции



общее количество молей газообразных веществ до и после реакции остается постоянным (равно двум) и давление в системе не меняется. Равновесие в данной системе при изменении давления не смещается.

Влияние изменения температуры на смещение химического равновесия

В каждой обратимой реакции одно направление отвечает экзотермическому процессу (с выделением тепла), а другое — эндотермическому (с поглощением тепла). Например, в реакции синтеза аммиака прямая реакция является экзотермической, а обратная реакция — эндотермической.



При изменении температуры изменяются скорости как прямой, так и обратной реакций.

Согласно принципу Ле Шателье *повышение температуры смещает равновесие в сторону эндотермической реакции. При понижении температуры равновесие смещается в направлении экзотермической реакции.*

Таким образом, повышение температуры в реакции синтеза аммиака приведет к смещению равновесия в сторону эндотермической реакции, т. е. влево. Понижение же температуры приведет

к смещению равновесия в сторону прямой экзотермической реакции, т. е. вправо.

Влияние катализатора на состояние химического равновесия

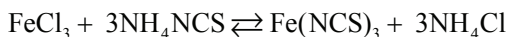
Введение катализатора в равновесную смесь в одинаковой степени снижает энергию активации как прямой, так и обратной реакции и одинаково ускоряет обе реакции. Таким образом, катализатор не влияет на смещение химического равновесия.

Однако роль катализатора в обратимых реакциях очень велика. Катализатор позволяет ускорить наступление химического равновесия и получить такое же количество вещества, но за более короткий период.

2. Экспериментальная часть

Опыт 1. Влияние концентрации реагирующих веществ на состояние химического равновесия

В результате обратимой реакции



образуется соединение $\text{Fe}(\text{NCS})_3$, интенсивно окрашенное в красный цвет. Интенсивность окраски раствора зависит от концентрации окрашенного вещества, следовательно, о смещении химического равновесия в данной системе можно судить по изменению интенсивности окраски раствора.

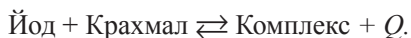
Ход работы

В пробирку налейте 4–5 мл дистиллированной воды, затем в нее добавляйте по 4–7 капель растворов FeCl_3 и NH_4NCS до появления красновато-коричневого окрашивания. Полученный окрашенный раствор разлейте в 4 пробирки. Одну из пробирок оставьте для сравнения, к двум другим прибавьте соответственно по 2–3 капли растворов FeCl_3 и NH_4NCS , а в третью — несколько кристалликов NH_4Cl . В отчете укажите окраску растворов во всех

пробирках. Сравните интенсивность окраски полученных растворов с интенсивностью окраски эталона и сделайте вывод о влиянии концентрации реагирующих веществ на состояние химического равновесия.

Опыт 2. Влияние температуры на состояние химического равновесия

При взаимодействии йода с крахмалом образуется йодкрахмальный комплекс синего цвета. Реакция экзотермическая. Равновесие данной системы условно можно представить в виде следующей схемы:



Ход работы

В пробирку налейте 1 мл раствора крахмала, добавляйте по каплям раствор йода до появления окрашивания. Наблюдайте за появлением окрашивания, цвет смеси укажите в отчете. Затем содержимое пробирки нагрейте до кипения, наблюдайте за изменением окрашивания. После этого пробирку охладите холодной водой из-под крана, наблюдайте за изменением окрашивания. Все изменения окраски укажите в отчете, сделайте вывод о влиянии температуры на состояние химического равновесия.

Опыт 3. Влияние температуры на скорость химической реакции

Ход работы

В две пробирки положите по одной грануле цинка и прилейте по 1 мл разбавленной соляной кислоты. Содержимое одной из пробирок нагрейте и оцените скорость реакции по скорости выделения пузырьков водорода в каждой из пробирок. Наблюдения запишите в отчет и сделайте вывод о влиянии температуры на скорость реакции.

***Опыт 4. Влияние концентрации
на скорость химической реакции***

Ход работы

В две пробирки положите по одной грануле цинка и прилейте в одну из пробирок 1 мл концентрированной соляной кислоты, а в другую — 1 мл разбавленной соляной кислоты. Скорость реакций сравните по интенсивности выделения пузырьков водорода в обеих пробирках. Наблюдения запишите в отчет, сделайте вывод о влиянии концентрации на скорость реакции.

***Опыт 5. Влияние природы реагента
на скорость химической реакции***

Ход работы

В две пробирки добавьте по одной грануле цинка и прилейте в одну пробирку 1 мл соляной кислоты, а в другую — 1 мл уксусной кислоты. Скорость реакций сравните по интенсивности выделения пузырьков водорода в обеих пробирках. Наблюдения запишите в отчет, сделайте вывод о влиянии природы реагента на скорость реакции.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 5

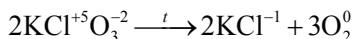
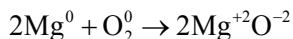
ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Перед выполнением лабораторной работы необходимо повторить теоретический материал по окислительно-восстановительным реакциям, методам составления уравнений электронного баланса.

Целью работы является изучение поведения различных веществ в окислительно-восстановительных реакциях.

1. Теоретическая часть

Окислительно-восстановительными реакциями называются реакции, протекающие с изменением степеней окисления атомов элементов, которые входят в состав молекул реагирующих веществ:

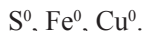


Степенью окисления называется условный заряд атома в молекуле, возникающий в предположении, что электроны, участвующие в образовании химической связи, полностью отданы атому более электроотрицательного элемента.

Наиболее электроотрицательные элементы в соединении имеют отрицательные степени окисления, а атомы элементов в соединении с меньшей электроотрицательностью — положительные.

Чтобы определить степень окисления атомов элементов, которые входят в состав молекул реагирующих веществ, следует придерживаться следующих правил:

1. Степень окисления атомов элементов в молекулах простых веществ всегда равна нулю, например:



2. Степень окисления атомов водорода в соединениях обычно равна +1, например:



Исключения составляют гидриды (соединения водорода с металлами), в которых степень окисления атомов водорода равна -1, например:



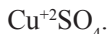
3. Степень окисления атомов кислорода в соединениях обычно равна -2, например:



Исключениями являются:

- степень окисления кислорода во фториде кислорода (OF_2) равна +2;
- степень окисления кислорода в пероксидах (H_2O_2 , Na_2O_2), с группой —O—O— , равна -1.

4. Степень окисления металлов в соединениях всегда положительная величина, например:



5. Степень окисления неметаллов может быть и отрицательной, и положительной, например:

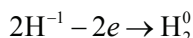
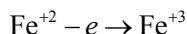
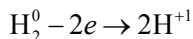


6. Сумма степеней окисления всех атомов в молекуле всегда равна нулю (молекула должна быть всегда нейтральной).

Окислительно-восстановительные реакции — это два взаимосвязанных процесса — процесс окисления и процесс восстановления.

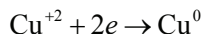
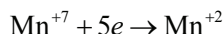
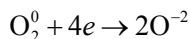
Процессом окисления называется процесс, при котором происходит отдача электронов атомом, молекулой или ионом; при этом степень окисления увеличивается, а вещество является восстановителем.

Например:



Процессом восстановления называется процесс присоединения электронов, при этом степень окисления уменьшается, а вещество является окислителем.

Например:



Окислителем называется вещество, которое принимает электроны и при этом восстанавливается (степень окисления элемента понижается).

Восстановителем называется вещество, которое отдает электроны и при этом окисляется (степень окисления элемента понижается).

К *типичным восстановителям* относятся:

- некоторые простые вещества:
 - металлы: Na, Zn, Mg, Al, Fe;
 - неметаллы: H_2 , C, S;
- некоторые сложные вещества: сероводород (H_2S) и сульфиды (Na_2S), сульфиты (Na_2SO_3), галогеноводороды (HI, HBr, HCl) и соли галогеноводородных кислот (KI, NaBr), оксид углерода (II) (CO), аммиак (NH_3);

- катионы металлов в низших степенях окисления: SnCl_2 , MnSO_4 , FeCl_2 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$;
- катод при электролизе.

К *типичным окислителям* относятся:

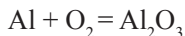
- некоторые простые вещества — неметаллы, например, галогены (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2), O_2 , O_3 , S;
- некоторые сложные вещества — азотная кислота (HNO_3), перманганат калия (K_2MnO_4), серная кислота (H_2SO_4), бихромат калия ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), хромат калия (K_2CrO_4), оксид оксид свинца (IV) (PbO_2), марганца (IV) (MnO_2), хлорат калия (KClO_3), пероксид водорода (H_2O_2);
- анод при электролизе.

При составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций необходимо учитывать, что число электронов, отданных восстановителем, равно числу электронов, принятых окислителем.

Существуют два метода составления уравнений окислительно-восстановительных реакций — метод электронного баланса и электронно-ионный метод (метод полуреакций).

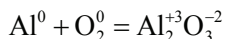
При составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса необходимо придерживаться определенного порядка действий.

Рассматривать этот метод будем на примере реакции между алюминием и кислородом:



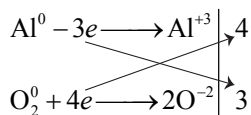
Исходя из схемы реакции — количество атомов алюминия и кислорода в левой и правой части уравнения неодинаково.

Необходимо уравнивать количество электронов, которые отдает один элемент и принимает другой элемент. Сначала определим степени окисления алюминия и кислорода:



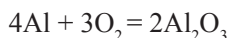
Алюминий отдает электроны (приобретает положительную степень окисления), а кислород — принимает электроны

(приобретает отрицательную степень окисления). Атом алюминия должен отдать 3 электрона, чтобы получить степень окисления +3. Молекула кислорода, чтобы превратиться в атом кислорода со степенью окисления -2, должна принять 4 электрона:



Чтобы приравнять количество отданных и принятых электронов, первое уравнение надо умножить на 4, а второе — на 3. Для этого достаточно переместить количества отданных и принятых электронов против верхней и нижней строчки таким образом, как показано на схеме сверху.

Далее в уравнении перед восстановителем (Al) следует поставить найденный коэффициент 4, а перед окислителем (O₂) — коэффициент 3. Тогда количество отданных и принятых электронов уравнивается и становится равным 12. Затем перед продуктом реакции Al₂O₃ необходимо поставить коэффициент 2. Теперь коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции уравнены:



Рассмотрим порядок составления уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса на примере более сложной реакции между перманганатом калия и сульфитом натрия в кислой среде.

1. Сначала следует записать схему реакции (с указанием реагентов и продуктов реакции):

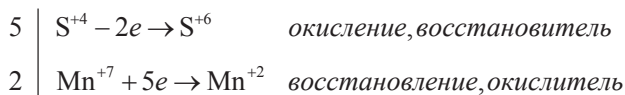


2. Далее необходимо определить степени окисления у всех атомов и выбрать те элементы, у которых изменяется ее величина:



3. После этого нужно составить схему электронного баланса. Для этого записать элементы, атомы которых изменяют степень окисления, и определить, сколько электронов отдают или присоединяют соответствующие атомы или ионы и указывать процессы окисления и восстановления, окислитель и восстановитель.

Следует уравнивать количество отданных и принятых электронов и, таким образом, определить коэффициенты при восстановителе и окислителе (в данном случае они соответственно равны 5 и 2):



4. Затем количество атомов остальных элементов необходимо уравнивать стехиометрически и заменить стрелку в схеме на знак равенства в уравнении реакции:

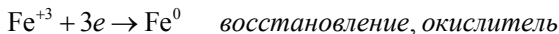
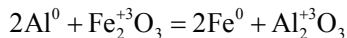


5. Если водород и кислород не изменяют своих степеней окисления, то их количество подсчитывают в последнюю очередь и добавляют нужное количество молекул воды в левую или правую часть уравнения.

Окислительно-восстановительные реакции можно подразделить на три типа: межмолекулярные, внутримолекулярные и реакции самоокисления-самовосстановления (диспропорционирования).

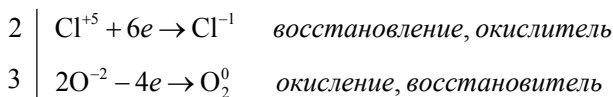
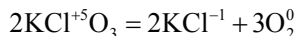
Реакции межмолекулярного окисления-восстановления — это окислительно-восстановительные реакции, окислитель и восстановитель в которых представлены молекулами разных веществ.

Например:



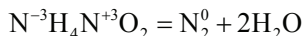
В этой реакции восстановитель (Al^0) и окислитель (Fe^{+3}) входят в состав различных молекул.

Реакции внутримолекулярного окисления-восстановления — это реакции, в которых окислитель и восстановитель входят в состав одной молекулы (и представлены либо разными элементами, либо одним элементом, но с разными степенями окисления):



В этой реакции восстановитель (O^{-2}) и окислитель (Cl^{+5}) входят в состав одной и той же молекулы и представлены различными элементами.

Например, в реакции термического разложения нитрита аммония меняют свои степени окисления атомы одного и того же химического элемента (азота), входящие в состав одной молекулы:



Реакции подобного типа называются реакциями пропорционирования.

Реакции самоокисления-самовосстановления (диспропорционирования) — это реакции, при протекании которых один и тот же элемент с одной и той же степенью окисления сам и повышает, и понижает свою степень окисления.

Например:



Реакции диспропорционирования возможны только в том случае, когда в исходном веществе элемент имеет промежуточную степень окисления.

Исходя из положения элементов в Периодической системе Д. И. Менделеева, можно определить свойства простых веществ. Например, все металлы в окислительно-восстановительных реакциях будут восстановителями. Катионы металлов могут быть и окислителями. Неметаллы в виде простых веществ могут быть как окислителями, так и восстановителями (за исключением фтора и инертных газов).

Окислительная способность неметаллов увеличивается в периоде слева направо, а в группе — снизу вверх.

Восстановительные способности, наоборот, уменьшаются в периоде слева направо и в группе снизу вверх как для металлов, так и для неметаллов.

Чтобы определить, является ли сложное вещество окислителем или восстановителем, необходимо найти степень окисления всех составляющих его элементов. Элементы, находящиеся в высшей степени окисления, могут только принимать электроны и, следовательно, понижать степень окисления. Таким образом, вещества, в состав которых входят атомы элементов в высшей степени окисления, могут быть только окислителями.

Например, HNO_3 , KMnO_4 , H_2SO_4 в окислительно-восстановительных реакциях будут выполнять функцию только окислителя. Степени окисления азота (N^{+5}), марганца (Mn^{+7}) и серы (S^{+6}) в этих соединениях имеют максимальные значения (совпадают с номером группы Периодической системы, в которой находится данный элемент).

Если элементы в соединениях имеют низшую степень окисления, то они могут только отдавать электроны, тем самым повышать степень окисления. При этом вещества, которые содержат элементы в низшей степени окисления, могут выполнять функцию только восстановителя.

Например, аммиак, сероводород и хлороводород (NH_3 , H_2S , HCl) являются восстановителями, так как степени окисления

азота (N^{-3}), серы (S^{-2}) и хлора (Cl^{-1}) являются для этих элементов низшими.

Вещества, в состав которых входят элементы, имеющие промежуточные степени окисления, могут быть как окислителями, так и восстановителями в зависимости от конкретной реакции. Эти вещества, в зависимости от условий среды и наличия более сильных окислителей (восстановителей), могут проявлять в одних случаях окислительные свойства, а в других — восстановительные.

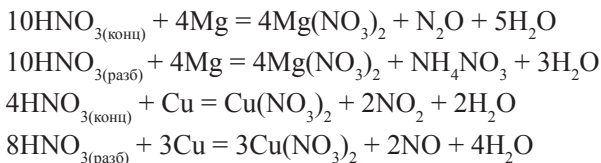
К таким веществам относятся, например, пероксид водорода (H_2O_2), водный раствор оксида серы (IV), сульфиты и др.

Многие элементы входят в состав различных соединений и имеют переменную степень окисления. Например, сера в соединениях H_2S , H_2SO_3 , H_2SO_4 и сера S в свободном состоянии имеет, соответственно, степени окисления -2 , $+4$, $+6$ и 0 . У атома серы со степенью окисления -2 валентные подуровни полностью заняты. Поэтому атом серы с минимальной степенью окисления (-2) может только отдавать электроны (окисляться) и быть только восстановителем. Атом серы со степенью окисления $+6$ отдал все свои валентные электроны и в данном состоянии может только принимать электроны (восстанавливаться). Поэтому атом серы с максимальной степенью окисления ($+6$) может быть только окислителем.

Атомы серы с промежуточными степенями окисления (0 , $+4$) могут как отдавать, так и присоединять электроны, т. е. быть и восстановителями и окислителями.

На характер протекания окислительно-восстановительной реакции также влияет концентрация веществ, величина pH раствора и сила окислителя и восстановителя.

Например, концентрированная и разбавленная азотная кислота может по-разному реагировать с активными и малоактивными металлами:



Величина pH оказывает существенное влияние на протекание окислительно-восстановительных реакций.

Если в качестве окислителя используют перманганат калия (KMnO_4), то в зависимости от реакции среды раствора Mn^{+7} будет восстанавливаться по-разному:

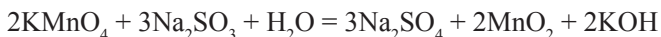
- в кислой среде (до Mn^{+2}) продуктом восстановления будет средняя соль, например, MnSO_4 ;
- в нейтральной среде (до Mn^{+4}) продуктом восстановления будет MnO_2 или $\text{Mn}(\text{OH})_2$;
- в щелочной среде (до Mn^{+6}) продуктом восстановления будет манганат, например, K_2MnO_4 .

Например, при восстановлении раствора перманганата калия сульфитом натрия в зависимости от реакции среды будут образовываться следующие продукты:

кислая среда —



нейтральная среда —



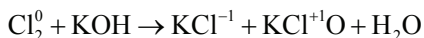
щелочная среда —



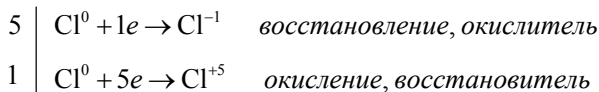
Температура системы также оказывает существенное влияние на ход окислительно-восстановительной реакции.

Например, продукты взаимодействия хлора с раствором щелочи будут различны в зависимости от температурных условий.

При взаимодействии хлора с холодным раствором щелочи реакция идет с образованием хлорида и гипохлорита:



Если использовать в реакции горячий концентрированный раствор KOH, то в результате взаимодействия с хлором получим хлорид и хлорат:



2. Экспериментальная часть

Опыт 1. Соединения серы (IV)

в окислительно-восстановительных реакциях

Ход работы

В одну пробирку с раствором бихромата калия и в другую с 5 %-ным раствором сульфида натрия внести по 5 капель 2 н раствора серной кислоты и по 3 микрошпателя сульфита натрия. Укажите в отчете изменение окраски растворов в обеих пробирках.

Окраска раствора в первой пробирке	Окраска раствора во второй пробирке

Допишите уравнения реакций:



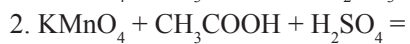
Опыт 2. Изменение окислительно-восстановительных свойств атомов элементов с изменением степени их окисления (на примере соединений серы)

Ход работы

В две пробирки внести по 3 капли раствора KMnO_4 и 10 %-ного раствора CH_3COOH . В первую пробирку добавить несколько кристалликов Na_2SO_3 , во вторую — 3 капли концентрированной H_2SO_4 . Укажите в отчете изменение окраски растворов в обеих пробирках.

Окраска раствора в первой пробирке	Окраска раствора во второй пробирке

Допишите уравнения реакций:



Список рекомендуемой литературы

- Алексашин Ю. В.* Общая химия : учеб. пособие / Ю. В. Алексашин, И. Е. Шпак. М. : Дашков и К°, 2009.
- Глинка Н. Л.* Задачи и упражнения по общей химии : учеб. пособие для вузов / Н. Л. Глинка. М. : Кнорус, 2012.
- Глинка Н. Л.* Общая химия : учебник для бакалавров / Н. Л. Глинка ; под ред. В. А. Попкова, А. В. Бабкова. М. : Юрайт, 2013.
- Зайцев О. С.* Химия : учебник для студентов вузов / О. С. Зайцев ; Моск. гос. ун-т им. М. В. Ломоносова. М. : Академия, 2008.
- Пресс И. А.* Основы общей химии для самостоятельного изучения : учеб. пособие / И. А. Пресс. СПб. : Лань, 2012.
- Пузаков С. А.* Сборник задач и упражнений по общей химии : учеб. пособие для студентов вузов, обучающихся по мед., биол., агроном., ветеринар., экол. специальностям / С. А. Пузаков, В. А. Попков, А. А. Филиппова. М. : Юрайт, 2012.
- Росин И. В.* Общая и неорганическая химия. Современный курс : учеб. пособие для бакалавров и специалистов. М. : Юрайт, 2012.
- Смарыгин С. Н.* Неорганическая химия : практикум : учеб-практ. пособие / С. Н. Смарыгин, Н. Л. Багнавец, И. В. Дайдакова ; под ред. С. Н. Смарыгина. М. : Юрайт, 2012.

Основные термины и определения

А

Амфолиты — то же, что Амфотерные вещества. См. также Амфотерность.

Амфотерность — способность некоторых химических соединений проявлять кислотные или основные свойства в зависимости от веществ, которые с ними реагируют. Амфотерные вещества (амфолиты) ведут себя как кислоты по отношению к основаниям и как основания — по отношению к кислотам.

Амфотерные вещества — вещества, проявляющие как кислотные, так и основные свойства.

Анион — отрицательно заряженный ион.

Атом — наименьшая частица химического элемента, входящая в состав молекул простых и сложных веществ. Химические свойства элемента определяются строением его атома.

В

Валентность — свойство атомов элемента присоединять или замещать определенное число атомов или атомных групп с образованием химической связи.

Валентные электроны — электроны, которые участвуют в образовании химической связи.

Вещество — в естествознании существует ряд понятий, которым трудно дать строгое определение. Вещество — одно из таких понятий. В общем смысле оно используется для обозначения того, что заполняет пространство и имеет массу. В более узком смысле вещество — это то, из чего состоят окружающие нас предметы. В химии чаще используется понятие конкретного вещества — хлорид натрия, сульфат кальция, сахар, бензин и т. д.

Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции — характеризуются тем, что атомы, изменяющие свои степени окисления, находятся в одной и той же молекулярной частице.

Водородная связь — возникает между молекулами, в состав которых входит атом водорода, связанный с атомами наиболее электроотрицательных элементов: фтора, кислорода, азота, реже хлора или серы.

Водородный показатель pH — величина, характеризующая концентрацию ионов водорода и кислотность среды; pH — это отрицательный логарифм концентрации ионов водорода: $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$.

Восстановители — атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны. Во время реакции они окисляются.

Восстановление — процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом. При восстановлении степень окисления понижается.

Г

Гетерогенные реакции — химические реакции между веществами, находящимися в разных фазах (разных агрегатных состояниях вещества). Например, реакция горения угля — гетерогенная реакция между твердым углеродом и газообразным кислородом. Реакция взаимодействия цинка с соляной кислотой — гетерогенная реакция между твердым цинком и раствором HCl. Гетерогенные реакции протекают не в объеме, а на границе раздела фаз — в этом их принципиальное отличие от гомогенных реакций.

Гидроксиды — сложные вещества, образующие при диссоциации одну или несколько гидроксильных групп и ион металла (или ион аммония). Гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов имеют ярко выраженный основной характер, их называют щелочами.

Гидроксильная группа — группа OH.

Гидролиз — химические реакции взаимодействия заряженных частиц растворенной соли с водой, где вода проявляет амфотерные свойства, в результате чего образуются малодиссоциирующие соединения. В результате гидролиза солей среда может оказаться кислой, щелочной или нейтральной.

Гомогенные реакции — химические реакции, протекающие в однородной фазе. Обычно это реакции либо в газовой фазе (реакции между газами), либо в жидкой фазе (реакции между растворами). Гомогенные реакции протекают во всем объеме реакционного сосуда — в этом их принципиальное отличие от гетерогенных реакций.

Д

Диссоциация — процесс распада на ионы в растворах или расплавах молекул сильных электролитов, которые имеют ионную или гетерополярную кристаллическую структуру. В раствор переходят ионы, содержащиеся в составе кристаллической решетки электролита. Данный процесс необратим.

З

Закон действующих масс — произведение молярных концентраций продуктов в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам, деленное на такое же произведение молярных концентраций исходных веществ в момент равновесия, есть величина постоянная при данной температуре.

Закон периодический Д. И. Менделеева — свойства химических элементов, так же как и их соединений, находятся в периодической зависимости от зарядов ядер их атомов.

Заряд ядра — положительный заряд атомного ядра, равный числу протонов в ядре данного элемента. Порядковый номер химического элемента в Периодической системе Д. И. Менделеева равняется заряду ядра атома этого элемента.

И

Ингибитор — вещество, замедляющее скорость химической реакции, которое после ее протекания остается химически неизменным.

Индикаторы (кисотно-основные) — вещества сложного строения, имеющие разную окраску в растворах кислот и оснований. Бывают индикаторы и для других веществ (не кисотно-основные). Например, крахмал — индикатор на появление в растворе иода (дает синюю окраску).

Ионизация — растворение слабых электролитов с гомеополярной связью, не имеющих свободных ионов, так как в этом случае ионы образуются в результате растворения. Процесс ионизации является обратимым.

Ионы — частицы, у которых количество электронов больше или меньше положительного заряда ядра.

К

Катализ — явление изменения скорости химической реакции, вызванное особым механизмом ее протекания и обусловленное присутствием в зоне реакции катализатора.

Катализатор — вещество, увеличивающее скорость химической реакции, которое после ее протекания остается химически неизменным.

Катион — положительно заряженный ион.

Кислотные свойства — свойства вещества, характерные для кислот.

Кислоты — сложные вещества, состоящие из атомов водорода, способных замещаться на металл, и кислотного остатка.

Кислоты бескислородные — в своем составе не содержат атомов кислорода.

Кислоты двухосновные — в своем составе содержат два атома водорода.

Кислоты кислородсодержащие — в своем составе содержат атомы кислорода.

Кислоты одноосновные — в своем составе содержат один атом водорода.

Кислоты трехосновные — в своем составе содержат три атома водорода.

М

Межмолекулярные окислительно-восстановительные реакции — характеризуются тем, что атомы, изменяющие свои степени окисления, находятся в разных по своей химической природе атомных или молекулярных частицах.

Металлы — твердые при комнатной температуре вещества (за исключением ртути), с металлическим блеском, высокой тепло- и электропроводностью. Атомы металлов отдают электроны, образуя при этом положительно заряженные ионы.

Метод полуреакций (ионно-электронный метод) — основан на составлении ионных уравнений для процесса окисления и процесса восстановления с последующим суммированием их в общее уравнение.

Метод электронного баланса — сравнивают степени окисления атомов в исходных и конечных веществах, руководствуясь правилом: число электронов, отданных восстановителем, должно равняться числу электронов, присоединенных окислителем.

Молекула — нейтральная по заряду совокупность атомов, связанных вследствие химического взаимодействия в определенном порядке (т. е. обладающая определенной структурой), не имеющая, как правило, неспаренных электронов и способная к самостоятельному существованию. Молекула — это наименьшая частица данного вещества.

Н

Насыщенный раствор — раствор, находящийся в равновесии с растворенным веществом и содержащий максимально возможное для данных условий количество этого вещества.

Неметаллы — вещества, состоящие из молекул: газы, жидкости, летучие твердые вещества; не обладают металлическим блеском, имеют низкую тепло- и электропроводность. Атомы неметаллов принимают электроны для завершения внешнего энергетического уровня, образуя при этом отрицательно заряженные ионы.

Неорганическая химия — наука, занимающаяся изучением строения неорганических соединений, установлением связи их строения со свойствами и реакционной способностью, разработкой методов синтеза и глубокой очистки неорганических веществ.

Неэлектролиты — вещества, которые при растворении в воде или при расплавлении на ионы не распадаются и не проводят электрический ток.

О

Окисление — процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом. При окислении степень окисления повышается.

Окислители — атомы, молекулы или ионы, присоединяющие электроны. Во время реакции они восстанавливаются.

Окислительно-восстановительные реакции — реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ.

Оксиды — сложные вещества, состоящие из атомов двух элементов, один из которых — кислород со степенью окисления -2 .

Оксиды амфотерные — оксиды, которые в зависимости от условий проявляют основные или кислотные свойства, т. е. обладают

двойственной природой и образованы металлами со степенью окисления +3 или +4.

Оксиды кислотные — оксиды, которым соответствуют кислоты; образованы неметаллами и металлами, проявляющими степени окисления +5, +6, +7.

Оксиды несолеобразующие, или безразличные — не проявляют ни кислотных, ни основных, ни амфотерных свойств и не образуют соль (CO , NO , N_2O).

Оксиды основные — оксиды, которым соответствуют основания; образованы только металлами со степенью окисления +1, +2.

Оксиды солеобразующие — обладают способностью образовывать кислоты, основания и соли.

Основания — электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы.

Основания двухосновные — в своем составе содержат две OH -группы.

Основания одноосновные — в своем составе содержат одну OH -группу.

Основные свойства — свойства веществ, характерные для основания.

II

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева — упорядоченное множество химических элементов, их естественная классификация, которая является графическим выражением периодического закона химических элементов.

Правило Вант-Гоффа — при повышении температуры скорость большинства химических реакций существенно увеличивается, причем для реакций в гомогенных системах при нагревании на каждые 10°C скорость реакции возрастает в 2–4 раза.

Принцип Ле Шателье (о направлении сдвига химического равновесия) — если на систему, находящуюся в равновесии, оказать внешнее воздействие, то в системе произойдет смещение равновесия, которое ослабит эффект внешнего воздействия.

Простые вещества — состоят из атомов одного химического элемента.

Процесс восстановления — процесс принятия электронов атомом или ионом.

Процесс окисления — процесс отдачи электронов атомом или ионом.

Р

Раствор — гомогенная система, состоящая из двух или более компонентов, содержание которых можно изменять в некоторых пределах без нарушения однородности, а также из продуктов взаимодействия веществ.

Раствор концентрированный — содержит значительное количество растворенного вещества.

Раствор разбавленный — содержит очень мало частиц растворенного вещества.

Реагенты — исходные вещества в химической реакции. Формулы реагентов записываются всегда в левой части уравнения химической реакции.

Реакции диспропорционирования (самоокисления-самовосстановления) — сопровождаются одновременным увеличением или уменьшением степени окисления атомов одного и того же элемента, первоначально находящегося в одном определенном состоянии.

Реакции конпропорционирования — процессы, в результате которых происходит выравнивание степени окисления атомов одного и того же элемента, находящегося в исходном веществе в разных состояниях.

Реакция замещения — реакция между простыми и сложными веществами, в результате которой атомы простого вещества замещают один из видов атомов сложного вещества, при этом образуются новые простые и сложные вещества.

Реакция необратимая — реакция, протекающая в данных условиях до конца, т. е. до полного превращения исходных веществ в продукты реакции.

Реакция обмена — реакция между сложными веществами, в результате которой они обмениваются своими составными частями, при этом образуются два новых сложных вещества.

Реакция обратимая — реакция, протекающая в данных условиях одновременно с одинаковыми скоростями в двух взаимно противоположных направлениях.

Реакция окислительно-восстановительная — реакция, при которой происходит переход электронов от одних атомов, молекул или ионов к другим.

Реакция разложения — реакция, в которой из одного сложного исходного вещества образуется несколько новых менее сложных или простых веществ.

Реакция соединения — реакция, в результате которой из двух или нескольких простых или сложных веществ образуется одно более сложное вещество.

Реакция экзотермическая — реакция, протекающая с выделением тепла.

Реакция эндотермическая — реакция, протекающая с поглощением тепла.

С

Скорость химической реакции — изменение концентраций реагентов или продуктов реакции в единицу времени. Скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях, равных их стехиометрическим коэффициентам (закон действующих масс для скорости химической реакции).

Сложные вещества, или химические соединения — состоят из атомов различных химических элементов, связанных друг с другом химической связью.

Смесь — вещество, состоящее из молекул или атомов двух или нескольких веществ (неважно — простых или сложных). Вещества, из которых состоит смесь, могут быть разделены. Примеры: воздух, морская вода, сплав двух металлов, раствор сахара и т. д.

Соли — сложные вещества, при диссоциации которых в водном растворе образуются катионы металлов (или ион аммония) и анионы кислотных остатков.

Соли двойные — соли, состоящие из двух ионов разных металлов и кислотного остатка.

Соли кислые — продукты неполного замещения атомов водорода в молекулах многоосновных кислот атомами металла.

Соли комплексные — соли, в состав которых входят комплексные ионы (катионы или анионы), ион металла или кислотного остатка.

Соли основные — продукты неполного замещения ОН-групп в многоосновных основаниях кислотными остатками.

Соли средние — продукты полного замещения атомов водорода в молекуле кислоты атомами металла или полного замещения OH-групп в молекуле основания кислотными остатками.

Степень окисления — формальный заряд атома, вычисленный исходя из предположения, что все связи между атомами в молекуле ионные.

Структурные формулы — изображение молекулы, в котором показан порядок соединения атомов друг с другом. Химические связи в таких формулах обозначаются черточками. Например, структурные формулы: $\text{Cl}-\text{Ca}-\text{Cl}$ (молекула CaCl_2), $\text{O}=\text{C}=\text{O}$ (молекула CO_2) и т. д.

Х

Химическая кинетика — раздел общей химии, задача которого состоит в объяснении качественных и количественных изменений химических процессов, происходящих во времени.

Химические явления — явления, при которых одни вещества, обладающие определенным составом и свойствами, превращаются в другие вещества — с другим составом и другими свойствами. При этом в составе атомных ядер изменений не происходит. Химические явления называют иначе химическими реакциями.

Химический элемент — это определенный вид атомов, характеризующийся определенной совокупностью свойств (зарядом ядра, массой и др.).

Химия — это наука о составе, строении и свойствах веществ, их превращениях и тех явлениях, которыми сопровождаются превращения одних веществ в другие.

Щ

Щелочь — растворимое в воде сильное основание. Все щелочи (NaOH , KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$) в растворах распадаются на катионы металлов и гидроксид-ионы OH^- .

Э

Электрон — элементарная частица, носитель наименьшей массы и наименьшего электрического заряда в природе.

Электроотрицательность — способность элемента оттягивать на себя электронную пару.

Элемент — разновидность атомов, имеющих одинаковый заряд (одинаковое число протонов).

Энергия активации (E_a) — это та дополнительная энергия (к средней энергии E сталкивающихся частиц), которая необходима, чтобы столкновение привело к химической реакции. Энергию активации иногда называют также энергетическим барьером. Каждая химическая реакция имеет свою энергию активации. Значения E_a для реакций между нейтральными молекулами составляют, как правило, от 80 до 240 кДж/моль. На величину E_a не влияет температура, но может повлиять присутствие катализатора.

Энергия ионизации — энергия, которую необходимо затратить для полного удаления одного электрона из атома.

Учебное издание

Иванцова Мария Николаевна
Селезнева Ирина Станиславовна

ОСНОВЫ СТРОЕНИЯ И СВОЙСТВА
НЕОРГАНИЧЕСКИХ И ОРГАНИЧЕСКИХ
СОЕДИНЕНИЙ РАЗЛИЧНЫХ КЛАССОВ

Учебно-методическое пособие

Зав. редакцией *М. А. Овечкина*
Редактор *С. Г. Галинова*
Корректор *С. Г. Галинова*
Компьютерная верстка *Н. Ю. Михайлов*

План выпуска 2014 г. Подписано в печать 10.09.2014.
Формат 60×84 $\frac{1}{16}$. Бумага офсетная. Гарнитура Times.
Уч.-изд. л. 5,2. Усл. печ. л. 6,0. Тираж 100 экз. Заказ № 1468.

Издательство Уральского университета
620000, Екатеринбург, ул. Тургенева, 4

Отпечатано в Издательско-полиграфическом центре УрФУ.

620000, г. Екатеринбург, ул. Тургенева, 4.

Тел.: +7 (343) 350-56-64, 350-90-13.

Факс: +7 (343) 358-93-06.

E-mail: press-urfu@mail.ru

Для заметок

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

периоды		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII	
I		H 1,0079 1s ¹ Водород															
II		Li 6,941 2s ¹ Литий		Be 9,012 2s ² Бериллий		B 10,811 2s ² 2p ¹ Бор		C 12,011 2s ² 2p ² Углерод		N 14,0067 2s ² 2p ³ Азот		O 15,9994 2s ² 2p ⁴ Кислород		F 18,9984 2s ² 2p ⁵ Фтор		Ne 20,179 2s ² 2p ⁶ Неон	
III		Na 22,990 3s ¹ Натрий		Mg 24,305 3s ² Магний		Al 26,9815 3s ² 3p ¹ Алюминий		Si 28,0885 3s ² 3p ² Кремний		P 30,9738 3s ² 3p ³ Фосфор		S 32,06 3s ² 3p ⁴ Сера		Cl 35,453 3s ² 3p ⁵ Хлор		Ar 39,948 3s ² 3p ⁶ Аргон	
IV		K 39,098 4s ¹ Калий		Ca 40,078 4s ² Кальций		Sc 44,95591 3d ¹ 4s ² Скандий		Ti 47,88 3d ² 4s ² Титан		V 50,9415 3d ³ 4s ² Ванадий		Cr 51,9961 3d ⁵ 4s ¹ Хроми		Mn 54,9380 3d ⁵ 4s ² Марганец		Fe 55,847 3d ⁶ 4s ² Железо	
V		Rb 85,4678 5s ¹ Рубидий		Sr 87,62 5s ² Стронций		Y 88,9059 4d ¹ 5s ² Иттрий		Zr 91,224 4d ² 5s ² Цирконий		Nb 92,9064 4d ⁴ 5s ¹ Никобий		Mo 95,94 4d ⁵ 5s ¹ Молибден		Tc 98,9062 4d ⁵ 5s ² Технеций		Ru 101,07 4d ⁷ 5s ¹ Рутений	
VI		Cs 132,905 6s ¹ Цезий		Ba 137,33 6s ² Барий		La 138,9055 5d ¹ 6s ² Лантан		Hf 178,49 5d ² 6s ² Гафний		Ta 180,948 5d ³ 6s ² Тантал		W 183,85 5d ⁴ 6s ² Вольфрам		Re 186,207 5d ⁵ 6s ² Рений		Os 190,2 5d ⁶ 6s ² Осмий	
VII		Fr 223,02 7s ¹ Франций		Ra 226,025 7s ² Радий		Ac 227,028 6d ¹ 7s ² Актиний		Pb 207,19 6p ² Свинец		Bi 208,980 6s ² 6p ³ Висмут		Po 208,982 6s ² 6p ⁴ Полоний		At 210,987 6s ² 6p ⁵ Астат		Rn 222,018 6s ² 6p ⁶ Радон	

Значение рН для некоторых кислот

Формула кислоты	Значение рН (0,1 моль/л)	Сила кислоты
HCl	1,0	сильная
HNO ₃	1,0	сильная
HF	2,1	слабая
H ₂ S	4,1	слабая

Качественные реакции на катионы и анионы

Цвет осадка	Качественная реакция
Белый творожистый	$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \downarrow$
Белый осадок	$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow$ $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{SO}_2 \rightarrow \text{CaSO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow$ $\text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \downarrow$ $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$
Осадок светло-желтого цвета	$\text{Ag}^+ + \text{Br}^- \rightarrow \text{AgBr} \downarrow$
Осадок желтого цвета	$\text{Ag}^+ + \text{Br}^- \rightarrow \text{AgI} \downarrow$ $3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow$
Осадок бурого цвета	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow$
Осадок оранжевого цвета	$\text{Sb}^{3+} + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Sb}_2\text{S}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{Na}^+$
Осадок кирпично-красного цвета	$\text{Ag}^+ + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{AgCrO}_4 \downarrow$
Осадок зеленого цвета	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{Na}^+$
Осадок голубого цвета	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$
Осадок синего цвета	$3\text{Fe}^{2+} + 2[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} \rightarrow \text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2 \downarrow$ $4\text{Fe}^{3+} + 3[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} \rightarrow \text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3 \downarrow$
Осадок сине-зеленого цвета	$\text{CrCl}_3 + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{NaCl}$
Осадок черного цвета	$\text{Fe}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{FeS} \downarrow$ $\text{Ni}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{NiS} \downarrow$ $\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{CuS} \downarrow$ $\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{PbS} \downarrow$ $\text{Hg}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{HgS} \downarrow$ $\text{Ag}^+ + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{Ag}_2\text{S} \downarrow$

Изменение окраски индикаторов в зависимости от среды

Индикатор	Цвет более кислой формы	Цвет более щелочной формы
Метиловый фиолетовый	 желтый	 зеленый
Крезоловый красный	 красный	 желтый
Метиловый фиолетовый	 зеленый	 синий
Тимоловый синий	 красный	 желтый
Метиловый фиолетовый	 синий	 фиолетовый
(Ди)метиловый желтый	 красный	 желтый
Бромфеноловый синий	 желтый	 сине-фиолетовый
Конго красный	 красный	 синий
Метиловый оранжевый	 красный	 (оранжево-)желтый
Бромкрезоловый зеленый	 желтый	 синий
Бромкрезоловый синий	 желтый	 синий
Лакмид	 красный	 синий
Метиловый красный	 красный	 желтый
Хлорфеноловый красный	 желтый	 красный
Лакмус (азолитмин)	 красный	 синий
Бромкрезоловый пурпурный	 желтый	 ярко-красный
Бромтимоловый синий	 желтый	 синий
Нейтральный красный	 красный	 янтарно-желтый
Феноловый красный	 желтый	 ярко-красный
Крезоловый красный	 желтый	 темно-красный
Тимоловый синий	 желтый	 синий
Фенолфталеин	 бесцветный	 малиново-красный
Тимолфталеин	 бесцветный	 синий
Ализариновый желтый ЖЖ	 бледно-лимонно-желтый	 коричнево-желтый
Нильский голубой	 синий	 красный
Диазофиолетовый	 желтый	 фиолетовый
Индигокармин	 синий	 желтый

